

Reacciones en disolución acuosa



Fumarola negra que se forma cuando el agua sobrecalentada, rica en minerales, emana del suelo marino a través de la lava de un volcán oceánico. El sulfuro de hidrógeno presente convierte los metales en sulfuros metálicos insolubles. Los modelos muestran el sulfuro de hidrógeno, iones metálicos y un sulfuro metálico.



Sumario

- 4.1 Propiedades generales de las disoluciones acuosas
- 4.2 Reacciones de precipitación
- 4.3 Reacciones ácido-base
- 4.4 Reacciones de oxidación-reducción
- 4.5 Concentración de las disoluciones
- 4.6 Análisis gravimétrico
- 4.7 Valoraciones ácido-base
- 4.8 Valoraciones redox

Avance del capítulo

- Iniciamos este capítulo con el estudio de las disoluciones preparadas al disolver sustancias en agua, denominadas disoluciones acuosas. Las disoluciones acuosas se pueden clasificar como no electrolitos o electrolitos, según su capacidad para conducir la electricidad. (4.1)
- Estudiaremos las reacciones de precipitación, que son aquellas en las que el producto es un compuesto insoluble. Aprenderemos a representar estas reacciones mediante ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas. (4.2)
- Después, analizaremos las reacciones ácido-base, las cuales implican la transferencia de un protón (H^+) de un ácido a una base. (4.3)
- Luego, estudiaremos las reacciones de oxidación-reducción (redox) en las cuales se transfieren electrones entre los reactivos. Veremos que existen varios tipos de reacciones redox (4.4)
- Para llevar a cabo estudios cuantitativos de disoluciones, estudiaremos cómo expresar la concentración de una disolución en molaridad. (4.5)
- Por último, aplicaremos el conocimiento del método del mol del capítulo 3 a los tres tipos de reacciones que se estudian aquí. Veremos de qué manera se utiliza el análisis gravimétrico para estudiar las reacciones de precipitación, y la técnica de valoración para estudiar las reacciones ácido-base y las reacciones redox. (4.6, 4.7 y 4.8)

Muchas reacciones químicas y prácticamente todos los procesos biológicos se llevan a cabo en un medio acuoso. En este capítulo estudiaremos los tres principales grupos de reacciones que se efectúan en disolución acuosa: reacciones de precipitación, reacciones ácido-base y reacciones redox. En capítulos posteriores estudiaremos las características estructurales y las propiedades del agua, también llamada *disolvente universal*, y sus disoluciones.



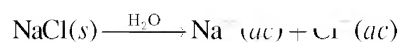
4.1 Propiedades generales de las disoluciones acuosas

Una **disolución** es una *mezcla homogénea de dos o más sustancias*. El **soluto** es la *sustancia presente en menor cantidad*, y el **disolvente** es la *sustancia que está en mayor cantidad*. Una disolución puede ser gaseosa (como el aire), sólida (como una aleación) o líquida (agua de mar, por ejemplo). En esta sección analizaremos únicamente las **disoluciones acuosas**, en las que el soluto inicialmente es un líquido o un sólido y el disolvente es agua.

Propiedades electrolíticas

Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías: **electrólitos** y **no electrolitos**. Un **electrólito** es una *sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce la electricidad*. Un **no electrolito** no conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en agua. La figura 4.1 muestra un método sencillo y directo para distinguir entre electrolitos y no electrolitos. Un par de electrodos inertes (de cobre o de platino) se sumerge en un vaso con agua. Para que el foco encienda, la corriente eléctrica debe fluir de un electrodo al otro, para cerrar así el circuito. El agua pura es un conductor deficiente de la electricidad; sin embargo, al añadirle una pequeña cantidad de cloruro de sodio (NaCl), el foco enciende tan pronto como la sal se disuelve en el agua. El NaCl sólido es un compuesto iónico que al disolverse en agua se disocia en iones Na^+ y Cl^- . Los iones Na^+ se dirigen hacia el electrodo negativo y los iones Cl^- hacia el electrodo positivo. Este movimiento establece una corriente eléctrica que equivale al flujo de electrones a través de un alambre metálico. Como la disolución de NaCl conduce la electricidad, se dice que el NaCl es un electrolito. El agua pura contiene muy pocos iones, por lo que no puede conducir la electricidad.

Al comparar la brillantez del foco para las mismas cantidades molares de las sustancias disueltas, podemos distinguir entre electrolitos fuertes y débiles. Una característica de los electrolitos fuertes es que en disolución se supone que el soluto se disocia 100% en sus iones. (Se entiende por *disociación* la separación del compuesto en cationes y aniones.) Por tanto, la disociación del cloruro de sodio en agua se puede representar como



Esta ecuación señala que todo el cloruro de sodio que entra a la disolución termina como iones Na^+ y Cl^- ; no existen unidades de NaCl no disociadas en la disolución.

El agua de drenaje conduce electricidad porque contiene muchos iones disueltos.

Figura 4.1 Configuración para distinguir entre electrolitos y no electrolitos. La capacidad de una disolución para conducir la electricidad depende del número de iones que contenga. **a)** Una disolución de un no electrolito no contiene iones, por tanto el foco no enciende. **b)** Una disolución de un electrolito débil contiene un pequeño número de iones, y el foco enciende tenuemente. **c)** Una disolución de un electrolito fuerte contiene un gran número de iones, en consecuencia el foco enciende con gran intensidad. Las cantidades molares de los solutos disueltos son iguales en los tres casos.

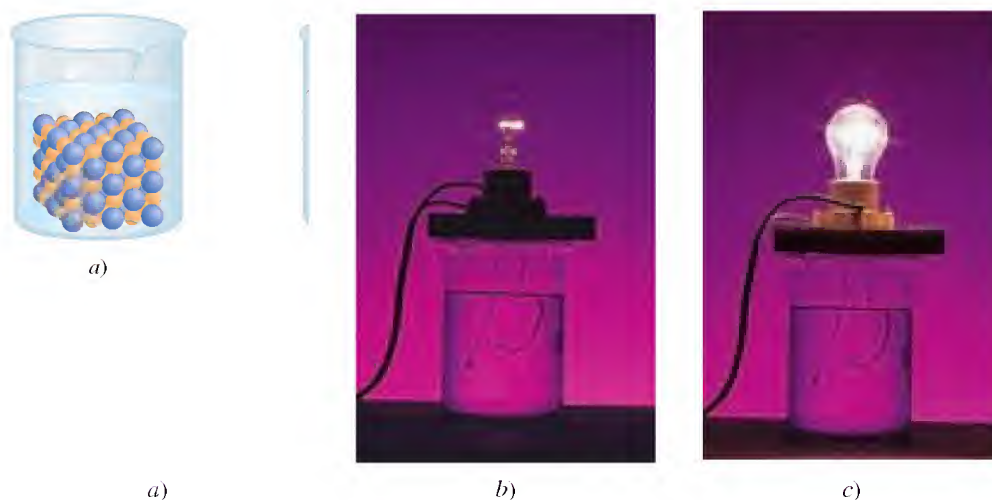


TABLA 4.1 Clasificación de solutos en disolución acuosa

Electrólito fuerte	Electrólito débil	No electrólito
HCl	CH ₃ COOH	(NH ₂) ₂ CO (urea)
HNO ₃	HF	CH ₃ OH (metanol)
HClO ₄	HNO ₂	C ₂ H ₅ OH (etanol)
H ₂ SO ₄ *	NH ₃	C ₆ H ₁₂ O ₆ (glucosa)
NaOH	H ₂ O [†]	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarosa)
Ba(OH) ₂		
Compuestos iónicos		

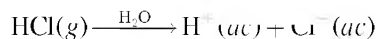
* H₂SO₄ tiene dos iones H⁺ ionizables.

† El agua pura es un electrólito extremadamente débil.

En la tabla 4.1 se muestran ejemplos de electrólitos fuertes, electrólitos débiles y no electrólitos. Los compuestos iónicos como el cloruro de sodio, yoduro de potasio (KI) y nitrato de calcio [Ca(NO₃)₂], son electrólitos fuertes. Es interesante observar que los líquidos del cuerpo humano contienen muchos electrólitos fuertes y débiles.

El agua es un disolvente de compuestos iónicos muy eficaz. Aunque el agua es una molécula eléctricamente neutra, tiene una región positiva (los átomos de H) y otra negativa (el átomo de O). Estas regiones se denominan “polos” positivo y negativo, por lo que es un disolvente *polar*. Cuando un compuesto iónico como el cloruro de sodio se disuelve en agua, se destruye la red tridimensional de iones del sólido. Los iones Na⁺ y Cl⁻ se separan mediante la **hidratación**, proceso en el que un ion se ve rodeado por moléculas de agua acomodadas de manera específica. Cada ion Na⁺ se rodea de varias moléculas de agua con su polo negativo orientado hacia el catión. De igual manera, cada ion Cl⁻ está rodeado por varias moléculas de agua con su polo positivo orientado hacia este anión (figura 4.2). La hidratación ayuda a estabilizar los iones en disolución y evita que los cationes se combinen con los aniones.

Los ácidos y las bases también son electrólitos. Algunos ácidos, como el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido nítrico (HNO₃), son electrólitos fuertes. Se supone que estos ácidos se ionizan completamente en agua. Por ejemplo, cuando el cloruro de hidrógeno gaseoso se disuelve en agua, forma iones H⁺ y Cl⁻ hidratados:



En otras palabras, *todas* las moléculas de HCl disueltas se separan en iones H⁺ y Cl⁻ hidratados. Así, cuando escribimos HCl(ac), entendemos que es una disolución que únicamente tiene iones H⁺(ac) y Cl⁻(ac) y que no hay moléculas de HCl hidratadas. Por otro lado, ciertos ácidos como el ácido acético (CH₃COOH), que le confiere el sabor al vinagre, no se ionizan por completo, es decir, son electrólitos débiles. La ionización del ácido acético la representamos como

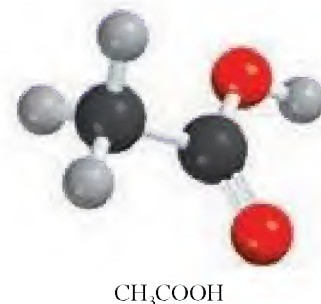


Figura 4.2 Hidratación de los iones Na⁺ y Cl⁻.

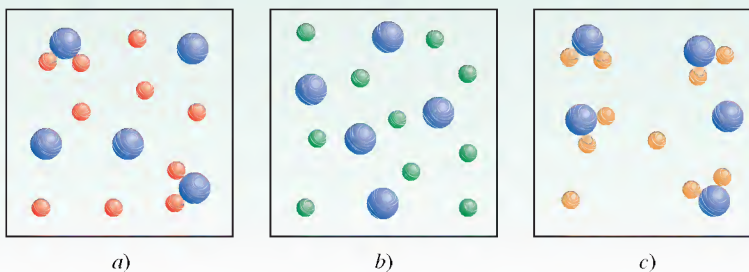
donde CH_3COO^- es el ion acetato. El término *ionización* lo utilizamos para describir la separación de ácidos y bases en iones. Cuando escribimos la fórmula del ácido acético como CH_3COOH , indicamos que el protón ionizable está en el grupo COOH .

La ionización del ácido acético se escribe con doble flecha para indicar que la **reacción** es **reversible**, es decir, *la reacción puede suceder en ambos sentidos*. Inicialmente, varias moléculas de CH_3COOH se separan en iones CH_3COO^- y H^+ . Con el tiempo, algunos iones CH_3COO^- y H^+ vuelven a combinarse para formar moléculas de CH_3COOH . Finalmente, se llega a un estado en el que las moléculas de ácido se ionizan con la misma rapidez con la que vuelven a combinarse los iones. A este estado químico, en el que no se observa cambio neto alguno (aunque a nivel molecular continúa la actividad) se le llama *equilibrio químico*. El ácido acético es, entonces, un electrólito débil porque su ionización en agua es incompleta. En contraste, en una disolución de ácido clorhídrico los iones H^+ y Cl^- no tienden a volver a combinarse para formar HCl molecular. Por tanto, se utiliza una sola flecha para indicar que su ionización es completa.

Existen diferentes tipos de equilibrio químico. En el capítulo 14 estudiaremos de nuevo este importante tema.

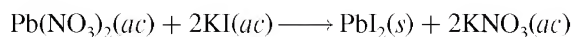
Revisión de conceptos

Los diagramas siguientes muestran tres compuestos disueltos en agua: *a)* AB_2 , *b)* AC_2 y *c)* AD_2 . ¿Cuál es el electrólito más fuerte y cuál el más débil? (Por simplicidad, las moléculas de agua no se muestran.)



4.2 Reacciones de precipitación

La **reacción de precipitación** es un tipo común de reacción en disolución acuosa que *se caracteriza por la formación de un producto insoluble o precipitado*. Un **precipitado** es un *sólido insoluble que se separa de la disolución*. En las reacciones de precipitación por lo general participan compuestos iónicos. Por ejemplo, cuando se agrega una disolución acuosa de nitrato de plomo $[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]$ a una disolución acuosa de yoduro de potasio (KI), se forma un precipitado amarillo de yoduro de plomo (PbI_2):



El nitrato de potasio queda en disolución. La figura 4.3 muestra el progreso de esta reacción.

La reacción anterior es un ejemplo de una **reacción de metátesis** (también se denomina reacción de doble desplazamiento), *una reacción que implica el intercambio de partes entre dos compuestos*. (En este caso, los cationes en los dos compuestos intercambian aniones, de manera que Pb^{2+} termina con el I^- como PbI_2 y K^+ termina con NO_3^- como KNO_3 .) Como veremos más adelante, las reacciones de precipitación analizadas en este capítulo son ejemplos de reacciones de metátesis.

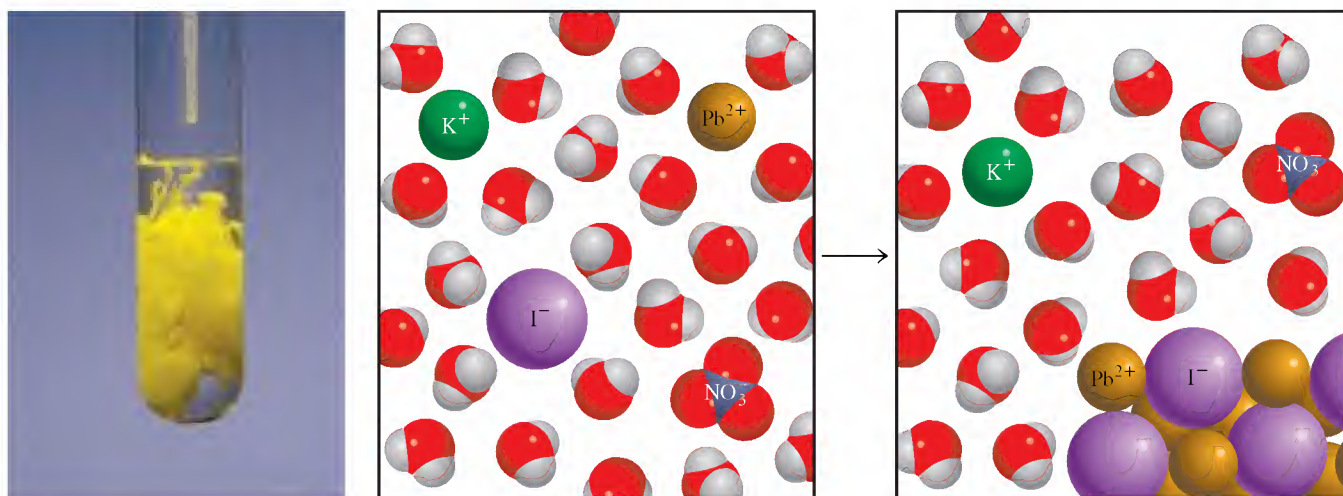


Figura 4.3 Formación de precipitado amarillo de PbI_2 al agregar una disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ a una disolución de KI .

Solubilidad

¿Cómo podemos predecir la formación de un precipitado cuando se añade un compuesto a una disolución o cuando se mezclan dos disoluciones? Esto depende de la **solubilidad** del soluto, que se define como *la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica*. Los químicos describen a las sustancias como solubles, ligeramente solubles o insolubles en términos cualitativos. Se dice que una sustancia es soluble si se disuelve visiblemente una cantidad suficiente cuando se agrega al agua. Si no es así, la sustancia se describe como ligeramente soluble o insoluble. Aunque todos los compuestos iónicos son electrolitos fuertes, no todos tienen la misma solubilidad.

En la tabla 4.2 se clasifican algunos compuestos iónicos como solubles o insolubles. Sin embargo, conviene recordar que aun los compuestos insolubles se disuelven en cierto grado. En la figura 4.4 se muestran varios precipitados.

TABLA 4.2 Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en agua a 25°C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contienen iones de metales alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) y el ion amonio (NH_4^+)	
Nitratos (NO_3^-), bicarbonatos (HCO_3^-) y cloratos (ClO_3^-)	
Halogenuros (Cl^- , Br^- , I^-)	Halogenuros de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Sulfatos de Ag^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), cromatos (CrO_4^{2-}) y sulfuros (S^{2-})	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio
Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion Ba^{2+}

Figura 4.4 Aparición de algunos precipitados. De izquierda a derecha: CdS , PbS , $\text{Ni}(\text{OH})_2$ y $\text{Al}(\text{OH})_3$.



En el ejemplo 4.1 se aplican las reglas de solubilidad descritas en la tabla 4.2.

EJEMPLO 4.1

Clasifique los siguientes compuestos iónicos como solubles o insolubles: *a*) sulfato de plata (Ag_2SO_4), *b*) carbonato de calcio (CaCO_3), *c*) fosfato de sodio (Na_3PO_4).

Estrategia Aunque no es necesario memorizar las solubilidades de los compuestos, debe tener presentes las siguientes reglas útiles: todos los compuestos iónicos que contienen cationes de metales alcalinos, el ion amonio y los iones nitrato, bicarbonato y clorato son solubles. Para otros compuestos será necesario recurrir a la tabla 4.2.

Solución *a*) De acuerdo con la tabla 4.2, el Ag_2SO_4 es insoluble.
b) Éste es un carbonato y el Ca es un metal del grupo 2A; por tanto, el CaCO_3 es insoluble.
c) El sodio es un metal alcalino (grupo 1A), por tanto el Na_3PO_4 es soluble.

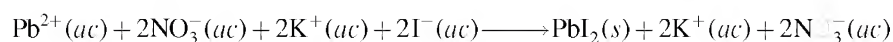
Ejercicio de práctica Clasifique los siguientes compuestos iónicos como solubles o insolubles: *a*) CuS , *b*) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, *c*) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Problemas similares: 4.19, 4.20.

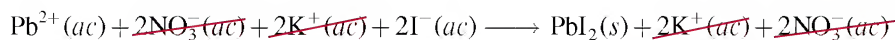
Ecuaciones moleculares, ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas

La ecuación que describe la precipitación del yoduro de plomo(II) de la página 124 se denomina **ecuación molecular** porque *las fórmulas de los compuestos están escritas como si todas las especies existieran como moléculas o entidades completas*. Una ecuación molecular es útil porque aclara la identidad de los reactivos [es decir, nitrato de plomo(II) y yoduro de potasio]. Si quisiéramos llevar a cabo esta reacción en el laboratorio, ésta es la ecuación molecular que deberíamos utilizar. Sin embargo, una ecuación molecular no describe con exactitud lo que en realidad está sucediendo en la disolución.

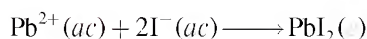
Como se señaló antes, cuando los compuestos iónicos se disuelven en agua, se separan por completo en los cationes y aniones que los componen. Por ello, para que las ecuaciones se apeguen más a la realidad, deberán indicar la disociación de los compuestos iónicos en sus iones. Así, en la reacción entre yoduro de potasio y nitrato de plomo(II) escribiríamos:



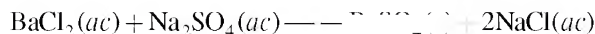
Esta ecuación ejemplifica una **ecuación iónica**, en la que se muestran las especies disueltas como iones libres. Para saber si se puede formar un precipitado a partir de esta disolución, primero combinamos el catión y el anión de los diferentes compuestos; es decir, PbI_2 y KNO_3 . De acuerdo con la tabla 4.2, PbI_2 es un compuesto insoluble y KNO_3 es soluble. Por tanto, el KNO_3 disuelto permanece en disolución al separarse los iones K^+ y NO_3^- , los cuales se denominan **iones espectadores**, o iones que no participan en la reacción global. Debido a que los iones espectadores aparecen en ambos lados de una ecuación, se pueden eliminar de la ecuación iónica



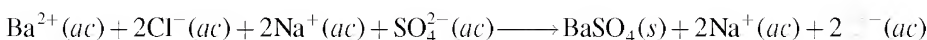
Por último, escribimos la **ecuación iónica neta**, que sólo muestra las especies que realmente participan en la reacción:



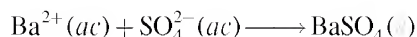
En otro ejemplo, observamos que cuando se agrega una disolución acuosa de cloruro de bario (BaCl_2) a una disolución de sulfato de sodio (Na_2SO_4), se forma un precipitado blanco (figura 4.5). Si se analiza como una reacción de metátesis, los productos son BaSO_4 y NaCl . En la tabla 4.2 observamos que sólo el BaSO_4 es insoluble, por tanto escribimos la ecuación molecular para esta reacción así



La ecuación iónica para la reacción es



Al cancelar los iones espectadores (Na^+ y Cl^-) en ambos lados de la ecuación, obtenemos la ecuación iónica neta



Los siguientes cuatro pasos resumen el procedimiento para escribir ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas:

1. Escriba una ecuación molecular balanceada para la reacción, mediante las fórmulas correctas para los compuestos iónicos de reactivos y productos. Con base en la tabla 4.2, decida cuál de los productos es insoluble y por tanto aparecerá como un precipitado.
2. Escriba la ecuación iónica de la reacción. El compuesto que no aparece como precipitado debe presentarse como iones libres.
3. Identifique y cancele los iones espectadores en ambos lados de la ecuación para escribir la ecuación iónica neta de la reacción.
4. Verifique que las cargas y número de átomos estén balanceados en la ecuación iónica neta.

Estos pasos se aplican en el ejemplo 4.2.

EJEMPLO 4.2

Prediga lo que sucede cuando una disolución de fosfato de potasio (K_3PO_4) se mezcla con una disolución de nitrato de calcio [$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$]. Escriba una ecuación iónica neta para la reacción.

(continúa)

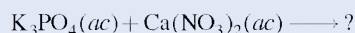


Figura 4.5 Formación del precipitado de BaSO_4 .



Precipitado formado por la reacción entre $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{ac})$ y $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$.

Estrategia Es aconsejable escribir primero la ecuación sin balancear, de acuerdo con la información proporcionada



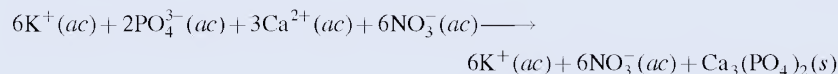
¿Qué sucede cuando los compuestos iónicos se disuelven en el agua? ¿Qué iones se forman a partir de la disociación de K_3PO_4 y $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$? ¿Qué sucede cuando los cationes se encuentran con los aniones en disolución?

Solución En disolución, el K_3PO_4 se disocia en iones K^+ y PO_4^{3-} y el $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ se disocia en iones Ca^{2+} y NO_3^- . De acuerdo con la tabla 4.2, los iones de calcio (Ca^{2+}) y los iones fosfato PO_4^{3-} formarán un compuesto insoluble, el fosfato de calcio [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$], en tanto que el otro producto, KNO_3 , es soluble y permanece en disolución. Por tanto, es una reacción de precipitación. Seguiremos paso a paso el procedimiento que se acaba de describir.

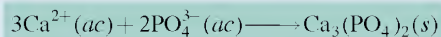
Paso 1: La ecuación molecular balanceada para esta reacción es



Paso 2: Para escribir la ecuación iónica, los compuestos solubles se muestran como iones disociados:



Paso 3: Al cancelar los iones espectadores (K^+ y NO_3^-) en cada lado de la ecuación, obtenemos la ecuación iónica neta:



Paso 4: Observe que debido a que primero balanceamos la ecuación molecular, la ecuación iónica neta queda balanceada en términos del número de átomos en ambos lados de la ecuación, y la cantidad de cargas positivas (+6) y negativas (-6) en el lado izquierdo es la misma.

Ejercicio de práctica Prediga el precipitado que se forma al mezclar una disolución de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ con una disolución NaOH . Escriba la ecuación iónica neta para la reacción.

Problemas similares: 4.21, 4.22.

Revisión de conceptos

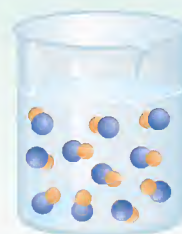
¿Cuál de los diagramas siguientes describe fielmente la reacción entre $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(ac)$ y $\text{Na}_2\text{CO}_3(ac)$? Por simplicidad, sólo se muestran los iones Ca^{2+} (amarillo) y CO_3^{2-} (azul).



a)



b)



c)

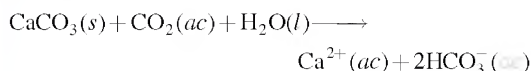
En la sección Química en acción de la página 129, se estudian algunos problemas prácticos relacionados con las reacciones de precipitación.



Q U Í M I C A *en acción*

Una reacción de precipitación indeseable

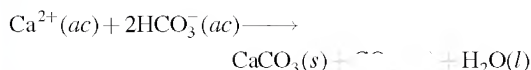
La piedra caliza (CaCO_3) y la dolomita ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), dispersas en la superficie de la Tierra, con frecuencia ingresan a los mantos acuíferos. De acuerdo con la tabla 4.2, el carbonato de calcio es insoluble en agua. No obstante, en presencia del dióxido de carbono disuelto (de la atmósfera), el carbonato de calcio se convierte en bicarbonato de calcio soluble $[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2]$:



donde HCO_3^- es el ion bicarbonato.

El agua que contiene iones Ca^{2+} , Mg^{2+} , o ambos, se conoce como *agua dura*, y el agua que carece de estos iones se denomina *agua blanda*. El agua dura no es adecuada para usos domésticos ni industriales.

Cuando el agua que contiene iones de Ca^{2+} y HCO_3^- se calienta o se lleva a ebullición, la reacción de disolución se invierte para producir el precipitado CaCO_3



y se libera dióxido de carbono gaseoso:

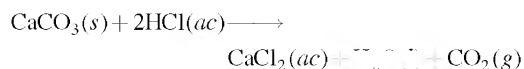


El carbonato de calcio sólido que se forma de esta manera es el principal componente de los depósitos que se acumulan en los calentadores de agua, tuberías y cafeteras. Una delgada capa de depósito reduce la transferencia de calor y la eficacia y durabilidad de los calentadores de agua, tuberías y aparatos. En las tuberías domésticas de agua caliente el flujo del agua se puede



Los depósitos de los calentadores casi obstruyen por completo esta tubería de agua caliente. Estos depósitos están compuestos en su mayor parte por CaCO_3 y un poco de MgCO_3 .

restringir o bloquear por completo. Un método sencillo que los plomeros utilizan para remover estos depósitos es agregar una pequeña cantidad de ácido clorhídrico, el cual reacciona con el CaCO_3 (y por tanto disuelve):



De esta forma, CaCO_3 se convierte en CaCl_2 soluble.

4.3 Reacciones ácido-base

Los ácidos y las bases son tan comunes como la aspirina y la leche de magnesia, aunque mucha gente desconozca sus nombres químicos: ácido acetilsalicílico (aspirina) e hidróxido de magnesio (leche de magnesia). Además de ser la base de muchos productos medicinales y domésticos, la química de ácidos y bases es importante en los procesos industriales y es fundamental en los sistemas biológicos. Antes de estudiar las reacciones ácido-base, necesitamos conocer las propiedades de los ácidos y de las bases.

Propiedades generales de ácidos y bases

En la sección 2.7 definimos a los ácidos como sustancias que se ionizan en agua para formar iones H^+ y a las bases como sustancias que se ionizan en agua para formar iones OH^- . El químico



Figura 4.6 Un pedazo de tiza para pizarrón, compuesta principalmente por CaCO_3 , reacciona con ácido clorhídrico.

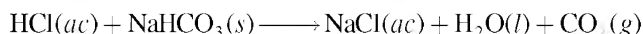
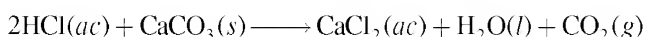
mico sueco Svante Arrhenius¹ formuló estas definiciones a finales del siglo XIX para clasificar a las sustancias cuyas propiedades en disolución acuosa eran bien conocidas.

Ácidos

- Los ácidos tienen sabor agrio; por ejemplo, el vinagre debe su sabor al ácido acético, y los limones y otros frutos cítricos contienen ácido cítrico.
- Los ácidos ocasionan cambios de color en los pigmentos vegetales; por ejemplo, cambian el color del papel tornasol de azul a rojo.
- Los ácidos reaccionan con algunos metales, como zinc, magnesio o hierro para producir hidrógeno gaseoso. Una reacción típica es la que sucede entre el ácido clorhídrico y el magnesio:



- Los ácidos reaccionan con los carbonatos y bicarbonatos, como Na_2CO_3 , CaCO_3 y NaHCO_3 , para formar dióxido de carbono gaseoso (figura 4.6). Por ejemplo,



- Las disoluciones acuosas de los ácidos conducen la electricidad.

Bases

- Tienen sabor amargo.
- Se sienten resbaladizas; por ejemplo, los jabones, que contienen bases, muestran esta propiedad.
- Producen cambios de color en los colorantes vegetales; por ejemplo, cambian el color del papel tornasol de rojo a azul.
- Las disoluciones acuosas de las bases conducen la electricidad.

Ácidos y bases de Brønsted

Las definiciones de Arrhenius de ácidos y bases son limitadas en el sentido de que sólo se aplican a disoluciones acuosas. En 1932, el químico danés Johannes Brønsted² propuso una definición más amplia de ácidos y bases que no requiere que estén en disolución acuosa. Un **ácido de Brønsted** es un donador de protones, y una **base de Brønsted** es un aceptor de protones. Observe que las definiciones de Brønsted no requieren ácidos y bases para estar en disolución acuosa.

El ácido clorhídrico es un ácido de Brønsted puesto que dona un protón al agua:



Observe que el ion H^+ es un átomo de hidrógeno que perdió su electrón, es decir, sólo es un protón. El tamaño de un protón es alrededor de 10^{-15} m, en tanto que el diámetro de un átomo o ion promedio es de 10^{-10} m. Con un tamaño tan pequeño, esta partícula cargada no puede existir como una entidad aislada en una disolución acuosa debido a su fuerte atracción por el polo

¹Svante August Arrhenius (1859-1927). Químico sueco. Arrhenius hizo importantes contribuciones al estudio de la cinética química y de disoluciones de electrolitos. También especuló acerca de que la vida en la Tierra llegó de otros planetas, teoría que hoy se conoce como *panspermia*. Arrhenius recibió el premio Nobel de Química en 1903.

²Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947). Químico danés. Además de su teoría de ácidos y bases, Brønsted trabajó en termodinámica y en la separación de los isótopos de mercurio. En algunos textos, los ácidos y bases de Brønsted se denominan ácidos y bases Brønsted-Lowry. Thomas Martin Lowry (1874-1936) fue un químico inglés. Brønsted y Lowry desarrollaron de manera independiente la misma teoría relativa a los ácidos y bases en 1923.

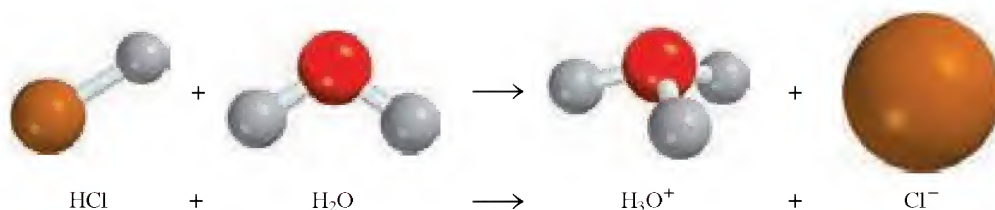


Figura 4.7 Ionización de HCl en agua para formar el ion hidronio y el ion cloruro.

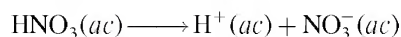
negativo del H_2O (el átomo de O). Por consiguiente, el protón existe en forma hidratada, como se muestra en la figura 4.7. Así, la ionización del ácido clorhídrico deberá escribirse como



El *protón hidratado* H_3O^+ se denomina **ion hidronio**. Esta ecuación muestra una reacción en la cual un ácido de Brønsted (HCl) dona un protón a una base de Brønsted (H_2O).

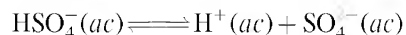
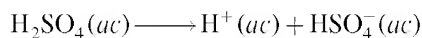
Los experimentos han demostrado que el ion hidronio se sigue hidratando, de manera que puede tener asociadas varias moléculas de agua. Como las propiedades ácidas del protón no se alteran por el grado de hidratación, por conveniencia en este texto se usará $\text{H}^+(ac)$ para representar al protón hidratado, aunque la notación H_3O^+ es más cercana a la realidad. Recuerde que las dos notaciones representan la misma especie en disolución acuosa.

Entre los ácidos comúnmente utilizados en el laboratorio se encuentran el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO_3), el ácido acético (CH_3COOH), el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el ácido fosfórico (H_3PO_4). Los tres primeros son **ácidos monopróticos**, es decir, *cada unidad de ácido libera un ion hidrógeno tras la ionización*:



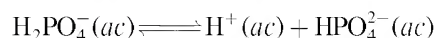
Como se mencionó antes, el ácido acético es un electrólito débil debido a que su ionización es incompleta (obsérvese la doble flecha). Por esta razón se dice que es un ácido débil (vea la tabla 4.1). Por otro lado, el HCl y el HNO_3 son ácidos fuertes porque son electrólitos fuertes, por lo que se ionizan completamente en disolución (observe el uso de las flechas sencillas).

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es un **ácido diprótico** porque *cada unidad del ácido produce dos iones H^+* , en dos etapas:



El H_2SO_4 es un electrólito fuerte o ácido fuerte (la primera etapa de ionización es completa), pero el HSO_4^- es un ácido débil o electrólito débil, y se requiere una doble flecha para representar su ionización incompleta.

Existen relativamente pocos **ácidos tripróticos**, los cuales *producen tres iones H^+* . El ácido triprótico mejor conocido es el ácido fosfórico, cuyas ionizaciones son



En este caso, las tres especies (H_3PO_4 , H_2PO_4^- y HPO_4^{2-}) son ácidos débiles y se utilizan dobles flechas para representar cada etapa de ionización. Los aniones como H_2PO_4^- y HPO_4^{2-} están presentes en disoluciones acuosas de fosfatos, como NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4 . En la tabla 4.3 se muestran algunos ácidos fuertes y débiles comunes.



Mapa del potencial electrostático del ion H_3O^+ . En la representación de espectro de color, la parte de la región más rica en electrones es roja y la región más pobre en electrones es azul.

En la mayoría de los casos los ácidos inician con H en la fórmula o tienen un grupo COOH.

TABLA 4.3

Algunos ácidos fuertes y débiles comunes

Ácidos fuertes

Ácido clorhídrico	HCl
Ácido bromhídrico	HBr
Ácido yodhídrico	HI
Ácido nítrico	HNO_3
Ácido sulfúrico	H_2SO_4
Ácido perclórico	HClO_4

Ácidos débiles

Ácido fluorhídrico	HF
Ácido nitroso	HNO_2
Ácido fosfórico	H_3PO_4
Ácido acético	CH_3COOH

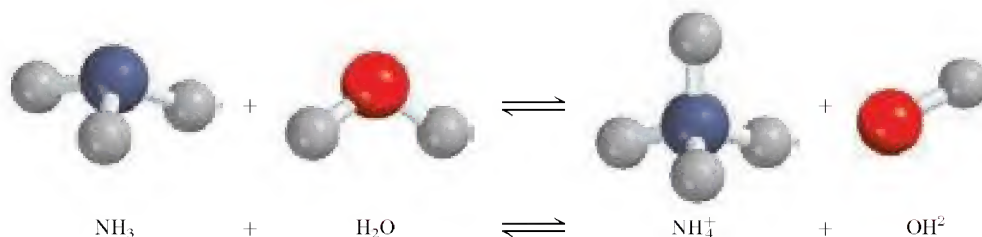
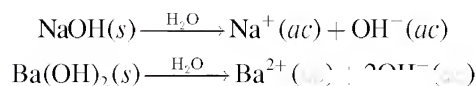
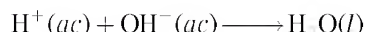


Figura 4.8 Ionización del amoníaco en agua para formar el ion amonio y el ion hidróxido.

En la tabla 4.1 se muestra que el hidróxido de sodio (NaOH) y el hidróxido de bario [Ba(OH)₂] son electrolitos fuertes. Esto significa que en disolución están completamente ionizados:



El ion OH⁻ puede aceptar un protón en la siguiente forma:



Por tanto, el ion OH⁻ es una base de Brønsted.

El amoníaco (NH₃) se clasifica como base de Brønsted porque puede aceptar un ion H⁺ (figura 4.8):



El amoníaco es un electrolito débil (y por tanto una base débil) porque sólo una pequeña fracción de las moléculas de NH₃ disueltas reacciona con agua para formar los iones NH₄⁺ y OH⁻.

La base fuerte que más se utiliza en el laboratorio es el hidróxido de sodio. Es barata y soluble. (De hecho, todos los hidróxidos de metales alcalinos son solubles.) La base débil que más se utiliza en el laboratorio es la disolución acuosa de amoníaco, a la que en ocasiones se llama erróneamente hidróxido de amonio, ya que no hay evidencia que demuestre la existencia de la especie NH₄OH. Todos los elementos del grupo 2A forman hidróxidos del tipo M(OH)₂, donde M denota un metal alcalinotérreo. De estos hidróxidos, sólo el Ba(OH)₂ es soluble. Los hidróxidos de magnesio y de calcio se utilizan en medicina y en la industria. Los hidróxidos de otros metales, como Al(OH)₃ y Zn(OH)₂ son insolubles y se utilizan como bases.

En el ejemplo 4.3 se clasifican las sustancias como ácidos o bases de Brønsted.



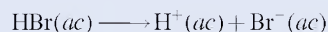
Observe que esta botella de amoníaco acuoso está etiquetada erróneamente.

EJEMPLO 4.3

Clasifique cada una de las siguientes especies como un ácido o una base de Brønsted: a) HBr, b) NO₂⁻, c) HCO₃⁻.

Estrategia ¿Qué caracteriza a un ácido de Brønsted? ¿Contiene al menos un átomo de H? Salvo el amoníaco, la mayoría de las bases de Brønsted que usted encontrará hasta esta etapa son aniones.

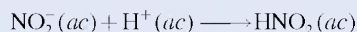
Solución a) Sabemos que HCl es un ácido. Debido a que tanto el Br como el Cl son halógenos (grupo 7A), esperamos que el HBr, al igual que el HCl, se ionice en agua como sigue:



Por tanto, HBr es un ácido de Brønsted.

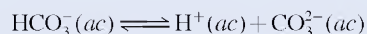
(continúa)

b) El ion nitrito en disolución puede aceptar un protón para formar ácido nitroso:

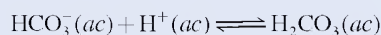


Esta propiedad hace al NO_2^- una base de Brønsted.

c) El ion bicarbonato es un ácido de Brønsted porque se ioniza en disolución de la siguiente manera:



También es una base de Brønsted porque puede aceptar un protón para formar ácido carbónico:



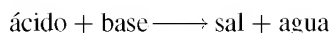
Comentario Se dice que la especie HCO_3^- es un *anfótero* porque posee ambas propiedades, ácidas y básicas. La doble flecha indica que ambas reacciones son reversibles.

Ejercicio de práctica Clasifique cada una de las siguientes especies como un ácido o una base de Brønsted: a) SO_4^{2-} , b) HI .

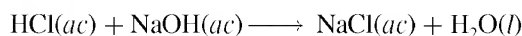
Problemas similares: 4.31, 4.32.

Neutralización ácido-base

Una **reacción de neutralización** es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una **sal**, que es un compuesto iónico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto del OH^- u O^{2-} :

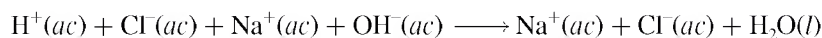


La sustancia conocida como sal de mesa, NaCl , es producto de la reacción ácido-base

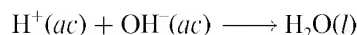


Por lo general, las reacciones ácido-base se completan.

Sin embargo, puesto que tanto el ácido como la base son electrolitos fuertes, están completamente ionizados en la disolución. La ecuación iónica es



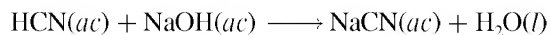
Por tanto, la reacción se puede representar mediante la ecuación iónica neta



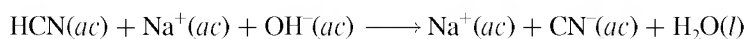
Tanto el Na^+ como el Cl^- son iones espectadores.

Si en la reacción anterior se hubiera iniciado con iguales cantidades molares del ácido y de la base, al final de la reacción únicamente se tendría una sal y no habría ácido o base remanentes. Ésta es una característica de las reacciones de neutralización ácido-base.

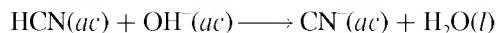
Una reacción entre un ácido débil como el ácido cianhídrico (HCN) y una base fuerte es



Debido a que el HCN es un ácido débil, no se ioniza de manera perceptible en disolución. Por tanto, la ecuación iónica se escribe como

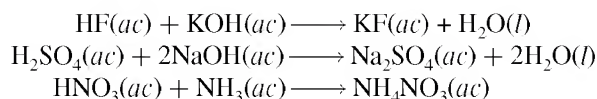


y la ecuación iónica neta es

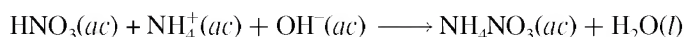


Observe que sólo el Na^+ es un ion espectador; OH^- y CN^- no lo son.

Los siguientes ejemplos también son reacciones de neutralización ácido-base, representadas por las ecuaciones moleculares:



La última ecuación se ve distinta porque no muestra al agua como producto. Sin embargo, si el $\text{NH}_3(ac)$ se expresa como $\text{NH}_4^+(ac)$ y $\text{OH}^-(ac)$, como se mencionó antes, la ecuación se convierte en

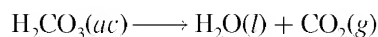


Reacciones ácido-base que originan la formación de gases

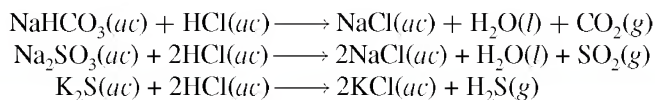
Ciertas sales, como los carbonatos (que contienen el ion CO_3^{2-}), los bicarbonatos (que contienen el ion HCO_3^-), los sulfitos (que contienen el ion SO_3^{2-}), y los sulfuros (que contienen el ion S^{2-}) reaccionan con ácidos para formar productos gaseosos. Por ejemplo, la ecuación molecular para la reacción entre el carbonato de sodio (Na_2CO_3) y $\text{HCl}(ac)$ es (vea la figura 4.6)



El ácido carbónico es inestable y si está presente en disolución en concentraciones suficientes se descompone como sigue:



Reacciones similares que implican a las otras sales mencionadas son



Revisión de conceptos

¿Cuál de los siguientes diagramas es una mejor representación de un ácido débil? ¿De un ácido muy débil? ¿De un ácido fuerte? El protón está presente en el agua en forma de ion hidronio. Todos los ácidos son monoproticos. (Por simplicidad, no se muestran las moléculas de agua).



a)



b)

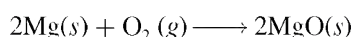


c)

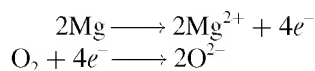
4.4 Reacciones de oxidación-reducción

En tanto que las reacciones ácido-base se caracterizan por un proceso de transferencia de protones, las **reacciones de oxidación-reducción**, o **reacciones redox**, se consideran como *reacciones de transferencia de electrones*. Las reacciones de oxidación-reducción forman una parte importante del mundo que nos rodea. Comprenden desde la combustión de combustibles fósiles hasta la acción de los blanqueadores domésticos. Asimismo, la mayoría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen a partir de sus minerales por procesos de oxidación o de reducción.

Muchas reacciones redox importantes se llevan a cabo en agua, pero esto no implica que todas las reacciones redox sucedan en medio acuoso. Este tema comienza con una reacción en la cual dos elementos se combinan para formar un compuesto. Considere la formación del óxido de magnesio (MgO) a partir del magnesio y el oxígeno (figura 4.9):

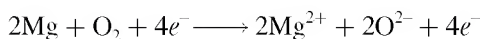


El óxido de magnesio (MgO) es un compuesto iónico formado por iones Mg^{2+} y O^{2-} . En esta reacción, dos átomos de Mg ceden o transfieren cuatro electrones a dos átomos de O (en el O_2). Por conveniencia, este proceso se visualiza como en dos etapas, una implica la pérdida de cuatro electrones de parte de los dos átomos de Mg, y la otra, la ganancia de los cuatro electrones por una molécula de O_2 :

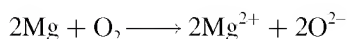


Tenga presente que en una semirreacción de oxidación los electrones figuran como el producto, y en una semirreacción de reducción los electrones figuran como el reactivo.

Cada una de estas etapas se denomina **semirreacción**, y *explícitamente muestra los electrones transferidos en la reacción redox*. La suma de las semirreacciones produce la reacción global:



o si se cancelan los electrones que aparecen en ambos lados de la ecuación,



Por último, los iones Mg^{2+} y O^{2-} se combinan para formar MgO:

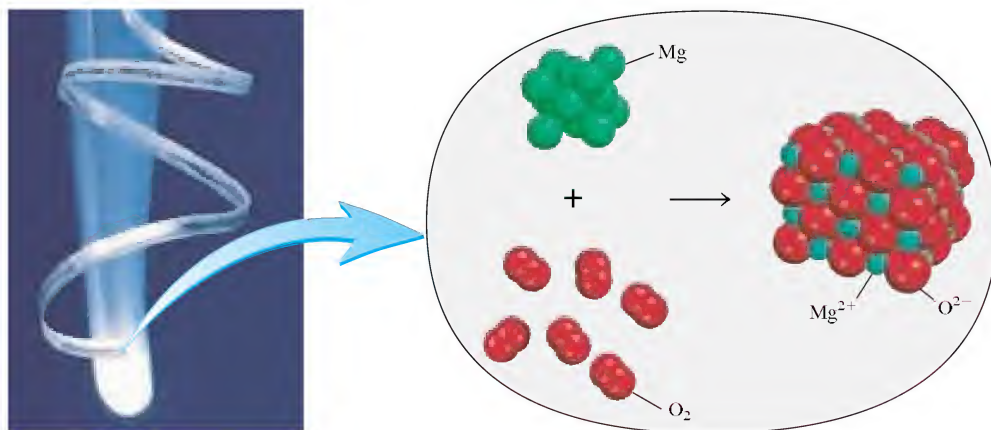
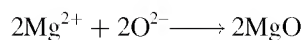


Figura 4.9 El magnesio entra en combustión con el oxígeno para formar óxido de magnesio.

Una mnemotecnia útil para redox es OEPREG: la Oxidación Es Pérdida (de electrones) y la Reducción Es Ganancia (de electrones).

Los agentes oxidantes siempre se reducen y los agentes reductores siempre se oxidan. Este enunciado puede resultar un poco confuso, pero es simplemente consecuencia de las definiciones de ambos procesos.

El término *reacción de oxidación* se refiere a la *semirreacción que implica la pérdida de electrones*. En la antigüedad, los químicos empleaban el término “oxidación” para expresar la combinación de elementos con oxígeno. Sin embargo, actualmente tiene un significado más amplio, ya que también incluye reacciones en las que no participa el oxígeno. Una *reacción de reducción* es una *semirreacción que implica una ganancia de electrones*. En la formación del óxido de magnesio, el magnesio se oxida. Se dice que actúa como *agente reductor* porque *dona electrones* al oxígeno y hace que se reduzca. El oxígeno se reduce y actúa como un *agente oxidante* porque *acepta electrones* del magnesio y hace que éste se oxide. Observe que la magnitud de la oxidación en una reacción redox debe ser igual a la magnitud de la reducción, es decir, el número de electrones que pierde un agente reductor debe ser igual al número de electrones ganados por un agente oxidante.

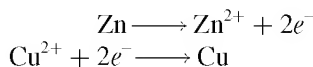
El proceso de transferencia de electrones es más notorio en unas reacciones redox que en otras. Cuando se agrega zinc metálico a una disolución que contiene sulfato de cobre(II) (CuSO_4), el zinc reduce al Cu^{2+} al donarle dos electrones:



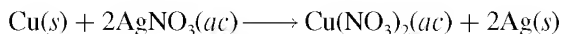
En el proceso, la disolución pierde el color azul que denota la presencia de iones Cu^{2+} hidratados (figura 4.10):



Las semirreacciones de oxidación y reducción son



De igual manera, el cobre metálico reduce los iones plata en una disolución de nitrato de plata (AgNO_3):

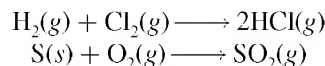


o



Número de oxidación

Las definiciones de oxidación y reducción, en términos de pérdida y ganancia de electrones, se aplican a la formación de compuestos iónicos como el MgO y a la reducción de iones Cu^{2+} por el Zn . Sin embargo, estas definiciones no caracterizan adecuadamente a la formación del cloruro de hidrógeno (HCl) ni del dióxido de azufre (SO_2):



Como el HCl y el SO_2 no son compuestos iónicos, sino moleculares, en realidad no se transfieren electrones durante la formación de estos compuestos, lo que sí sucede en el caso del MgO . No obstante, los químicos tratan estas reacciones como reacciones redox porque experimentalmente se observa que hay una transferencia parcial de electrones (del H al Cl en el HCl , y del S al O en el SO_2).

Para hacer un seguimiento de los electrones en las reacciones redox, es conveniente asignar números de oxidación a los reactivos y productos. El *número de oxidación* de un átomo,

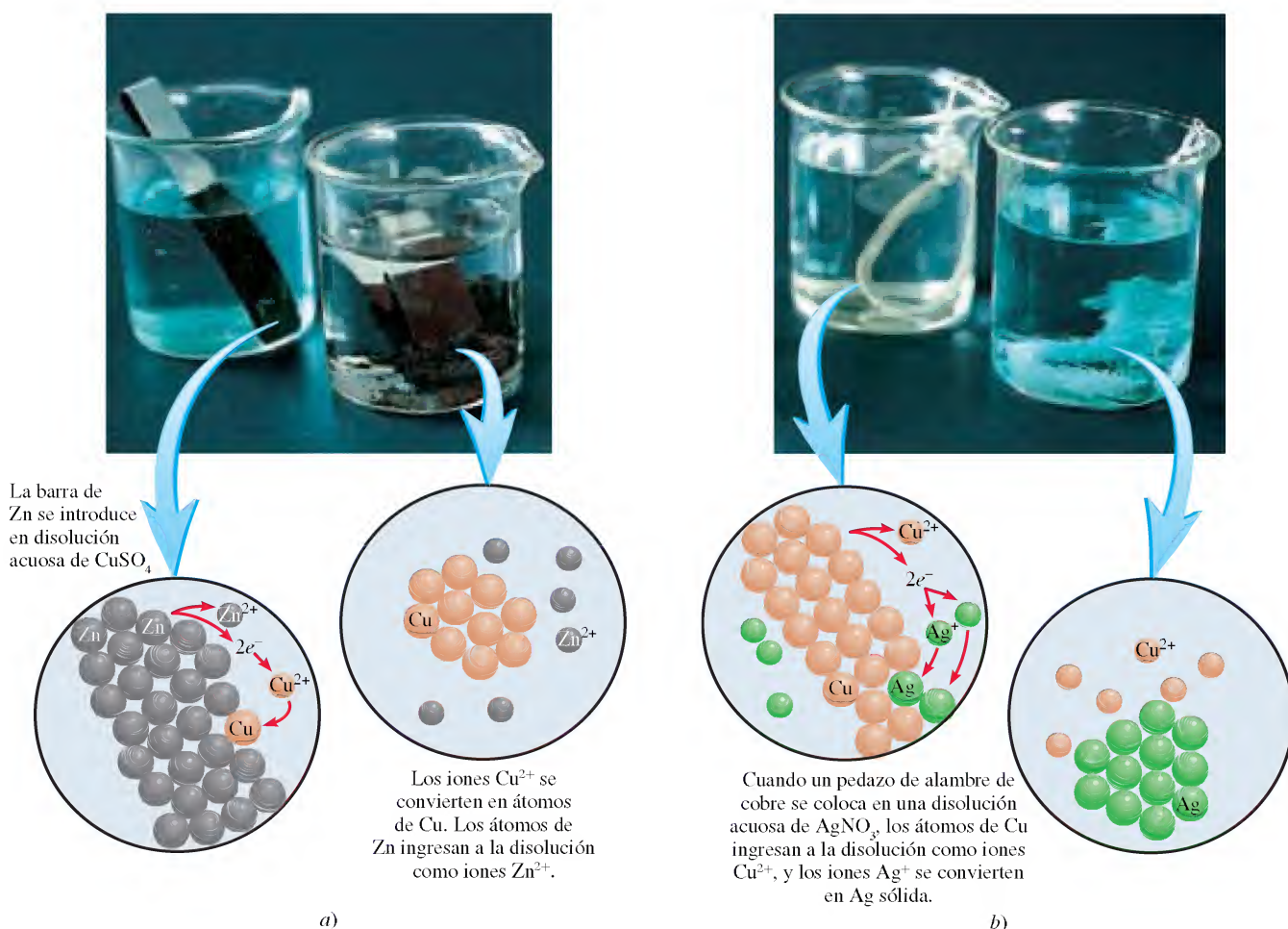
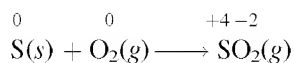
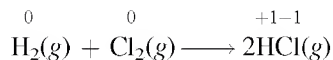


Figura 4.10 Reacciones de desplazamiento metálico en disolución. a) Primer vaso: se coloca una barra de zinc en una disolución azul de CuSO_4 . De inmediato los iones Cu^{2+} se reducen a Cu metálico en forma de una capa oscura. Segundo vaso: después de un tiempo la mayoría de los iones Cu^{2+} se reducen y la disolución se torna incolora. b) Primer vaso: se coloca una pieza de alambre de Cu en una disolución acuosa de AgNO_3 . Los iones Ag^+ se reducen a Ag metálica. Segundo vaso: después de un tiempo, la mayoría de los iones Ag^+ se reducen y la disolución adquiere el color azul característico debido a la presencia de iones Cu^{2+} hidratados.

también llamado **estado de oxidación**, significa el número de cargas que tendría un átomo en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente. Por ejemplo, las ecuaciones anteriores para la formación de HCl y SO_2 se podrían escribir como:



Los números colocados encima de los símbolos de los elementos son los números de oxidación. En ninguna de las dos reacciones hay cargas en los átomos de las moléculas de reactivos. Por tanto, su número de oxidación es cero. Sin embargo, para las moléculas de los productos se supone que ha habido una transferencia completa de electrones y los átomos ganaron o perdieron electrones. Los números de oxidación reflejan el número de electrones “transferidos”.

Los números de oxidación permiten identificar, a simple vista, los elementos que se han oxidado y reducido. Los elementos que muestran un aumento en el número de oxidación, el hidrógeno y el azufre en los ejemplos anteriores, se han oxidado. El cloro y el oxígeno se han reducido, por lo que sus números de oxidación son menores que al inicio de la reacción. Observe que la suma de los números de oxidación del H y del Cl en el HCl (+1 y -1) es cero. Asimismo, si se añaden cargas en el S (+4) y en los dos átomos de O [$2 \times (-2)$], el total es cero. La razón de esto es que las moléculas de HCl y SO_2 son neutras y por tanto las cargas se deben cancelar.

En este texto utilizamos las siguientes reglas para asignar el número de oxidación:

1. En los elementos libres (es decir, en estado no combinado), cada átomo tiene un número de oxidación de cero. Así, cada átomo en H_2 , Br_2 , Na, Be, K, O_2 y P_4 tiene el mismo número de oxidación: cero.
2. Para los iones constituidos por un solo átomo (es decir, iones monoatómicos), el número de oxidación es igual a la carga del ion. Entonces, el ion Li^+ tiene un número de oxidación de +1; el ion Ba^{2+} , +2; el ion Fe^{3+} , +3; el ion I^- , -1; el ion O^{2-} , -2; y así sucesivamente. Todos los metales alcalinos tienen un número de oxidación de +1; y todos los metales alcalinotérreos tienen un número de oxidación de +2 en sus compuestos. El aluminio tiene un número de oxidación de +3 en todos sus compuestos.
3. El número de oxidación del oxígeno es -2 en la mayoría de los compuestos (por ejemplo, MgO y H_2O), pero en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y en el ion peróxido (O_2^{2-}) es -1.
4. El número de oxidación del hidrógeno es +1, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios. En estos casos (por ejemplo, LiH , NaH , CaH_2), su número de oxidación es -1.
5. El flúor tiene un número de oxidación de -1 en *todos* sus compuestos. Los otros halógenos (Cl, Br y I) tienen números de oxidación negativos cuando se encuentran como iones halogenuro en los compuestos. Cuando están combinados con oxígeno, por ejemplo en los oxiácidos y oxianiones (vea la sección 2.7), tienen números de oxidación positivos.
6. En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero. En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga neta del ion. Por ejemplo, en el ion amonio, NH_4^+ , el número de oxidación del N es -3 y el del H es +1. Por tanto, la suma de los números de oxidación es $-3 + 4(+1) = +1$, que es igual a la carga neta del ion.
7. Los números de oxidación no tienen que ser enteros. Por ejemplo, el número de oxidación del O en el ion superóxido, O_2^- es $-\frac{1}{2}$.

En el ejemplo 4.4 aplicamos estas reglas para asignar números de oxidación.

EJEMPLO 4.4

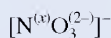
Asigne el número de oxidación a todos los elementos en los siguientes compuestos y en el ion: a) Li_2O , b) HNO_3 , c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Estrategia En general, seguimos las reglas que se mencionaron para asignar números de oxidación. Recuerde que todos los metales alcalinos tienen un número de oxidación de +1, y que en la mayoría de los casos el hidrógeno tiene un número de oxidación de +1 y el oxígeno un número de oxidación de -2 en sus compuestos.

Solución a) De acuerdo con la regla 2, observamos que el litio tiene número de oxidación de +1 (Li^+) y el oxígeno tiene número de oxidación de -2 (O^{2-}).
b) Ésta es la fórmula del ácido nítrico que, en disolución, forma un ion H^+ y un ion NO_3^- . De la regla 4 observamos que el H tiene un número de oxidación de +1, por tanto, el otro grupo (el ion nitrato) debe tener un número de oxidación neto de -1. Puesto que el oxígeno

(continúa)

tiene un número de oxidación de -2 , y si usamos x para representar el número de oxidación del nitrógeno, entonces el ion nitrato se puede escribir como



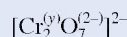
de manera que

$$x + 3(-2) = -1$$

o

$$x = +5$$

- c) De la regla 6 vemos que la suma de los números de oxidación en el ion dicromato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ debe ser -2 . Sabemos que el número de oxidación del O es -2 , así que todo lo que resta es determinar el número de oxidación del Cr, al cual llamaremos y . El ion dicromato se puede escribir como



así que

$$2(y) + 7(-2) = -2$$

o

$$y = +6$$

Verificación En cada caso, ¿la suma de los números de oxidación de todos los átomos es igual a la carga neta de las especies?

Ejercicio de práctica Asigne números de oxidación a todos los elementos del compuesto y del ion siguientes: a) PF_3 , b) MnO_4^- .

Problemas similares: 4.47, 4.49.

En la figura 4.11 se muestran los números de oxidación conocidos de los elementos comunes, ordenados de acuerdo con sus posiciones en la tabla periódica. El contenido de esta figura se puede resumir así:

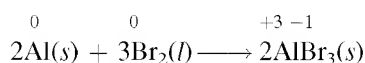
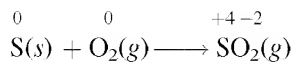
- Los elementos metálicos sólo tienen números de oxidación positivos, en tanto que los elementos no metálicos pueden tener números de oxidación positivos o negativos.
- El máximo número de oxidación que puede tener un elemento de los grupos 1A al 7A es el número de su grupo en la tabla periódica. Por ejemplo, los halógenos están en el grupo 7A, por tanto su máximo número de oxidación posible es $+7$.
- Los metales de transición (grupos 1B y del 3B al 8B) por lo general tienen varios números de oxidación posibles.

Tipos de reacciones redox

Entre las reacciones más comunes de oxidación-reducción se encuentran las reacciones de combinación, de descomposición, de combustión y de desplazamiento. Las reacciones de desproporción son un tipo más complejo y también se analizarán en esta sección.

Reacciones de combinación

Una **reacción de combinación** es una reacción en la que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto. La figura 4.12 muestra algunas reacciones de combinación. Por ejemplo,



No todas las reacciones de combinación son por naturaleza redox. Lo mismo se aplica para las reacciones de descomposición.

1 1A																	18 8A		
1 H +1 -1																	2 He		
2 2A														13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	
3 Li +1	4 Be +2													5 B +3	6 C +4 -4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 O +2 -2 -1	9 F -1	10 Ne
11 Na +1	12 Mg +2													13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +6 +5 +4 +3 +1 -1	18 Ar
		3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B								
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +5 +4 +3 +2	25 Mn +7 +6 +5 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2		
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +5 +4 +3	43 Tc +7 +6 +5 +4	44 Ru +8 +6 +5 +4 +3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 +5 +1 -1	54 Xe +6 +4 +2		
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 Tl +3 +1	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn		

Figura 4.11 Los números de oxidación de los elementos en sus compuestos. Los números de oxidación más comunes están a color.



a)



b)



c)

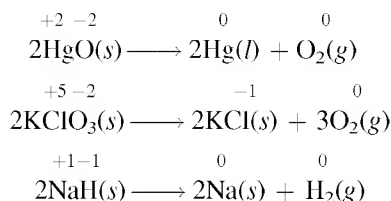
Figura 4.12 Algunas reacciones redox simples de combinación. a) Azufre quemándose en aire para formar dióxido de azufre. b) Sodio quemándose en cloro para formar cloruro de sodio. c) Aluminio en reacción con el bromo para formar bromuro de aluminio.



Figura 4.13 a) Al calentarse el óxido de mercurio(II) (HgO) se descompone para formar mercurio y oxígeno. b) Al calentarse el clorato de potasio (KClO_3) se produce oxígeno, el cual mantiene la combustión de la varilla de madera.

Reacciones de descomposición

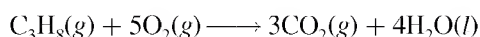
Las reacciones de descomposición son lo opuesto de las reacciones de combinación. Concretamente, una **reacción de descomposición** es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes (figura 4.13). Por ejemplo,



Mostramos números de oxidación sólo para los elementos que se oxidan o se reducen.

Reacciones de combustión

Una **reacción de combustión** es una reacción en la cual la sustancia reacciona con el oxígeno, por lo general con la liberación de calor y luz, para producir una flama. Las reacciones entre el magnesio y el azufre con el oxígeno, descritas anteriormente, son reacciones de combustión. Otro ejemplo es la combustión del propano (C_3H_8), un componente del gas natural que se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica:

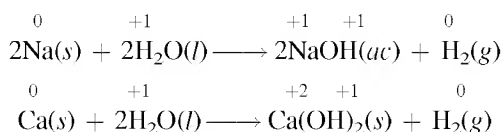


Es más complicado asignar un número de oxidación a los átomos de C en compuestos orgánicos. Aquí sólo veremos el número de oxidación de los átomos de O, que cambia de 0 a -2.

Reacciones de desplazamiento

En una **reacción de desplazamiento**, un ion (o átomo) de un compuesto se reemplaza por un ion (o átomo) de otro elemento: la mayoría de las reacciones de desplazamiento cae en una de tres categorías: desplazamiento de hidrógeno, desplazamiento de metal o desplazamiento de halógeno.

1. Desplazamiento de hidrógeno. Todos los metales alcalinos y algunos metales alcalinotérreos (Ca, Sr y Ba), que son los más reactivos de los elementos metálicos, desplazarán al hidrógeno del agua fría (figura 4.14):



a)



b)

Figura 4.14 Reacciones de: a) sodio (Na) y b) calcio (Ca) con agua fría. Observe que la reacción es más vigorosa con Na que con Ca.

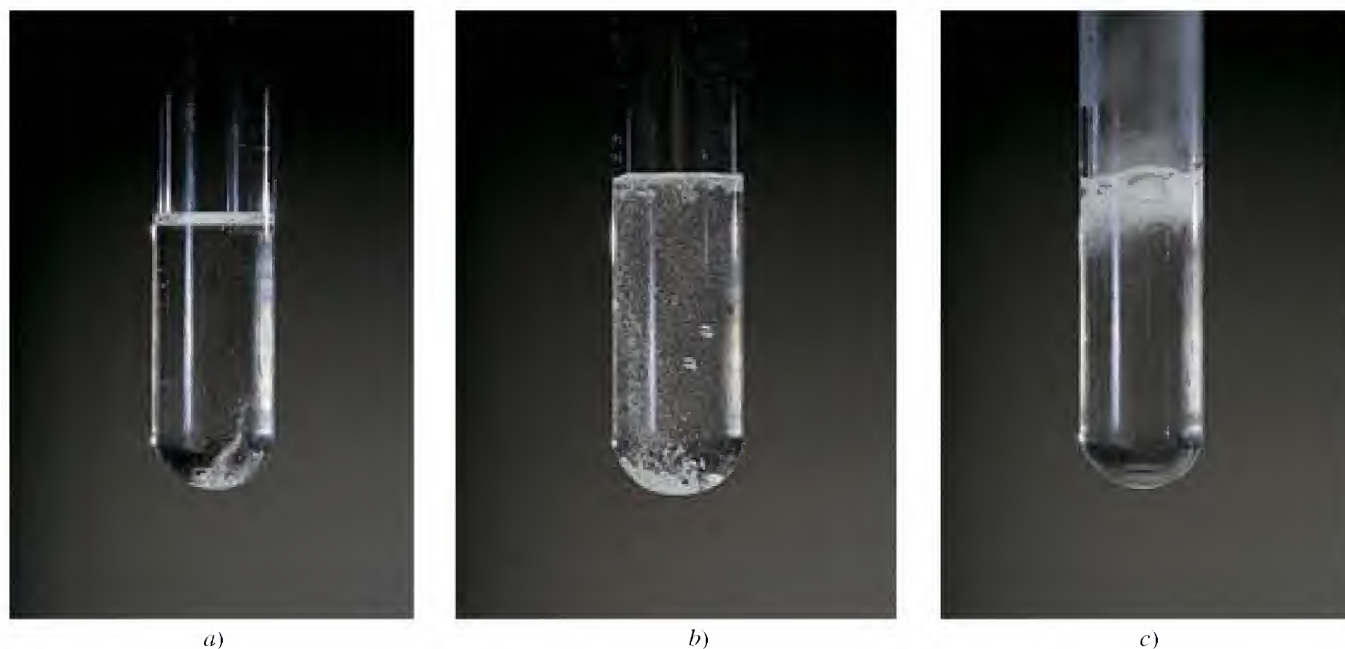
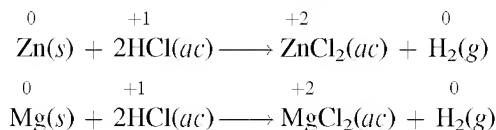


Figura 4.15 Reacciones de: a) hierro (Fe), b) zinc (Zn) y c) magnesio (Mg) con ácido clorhídrico para formar hidrógeno gaseoso y los cloruros metálicos (FeCl_2 , ZnCl_2 , MgCl_2). La reactividad de estos metales se manifiesta en la velocidad con que se desprende el hidrógeno gaseoso, que es más lenta para el metal menos reactivo, Fe, y más rápida para el metal más reactivo, Mg.

Muchos metales, incluidos los que no reaccionan con el agua, son capaces de desplazar al hidrógeno de los ácidos. Por ejemplo, el zinc (Zn) y el magnesio (Mg) no reaccionan con el agua, pero sí con el ácido clorhídrico, como se muestra:



En la figura 4.15 se ven las reacciones entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hierro (Fe), el zinc (Zn) y el magnesio (Mg). Estas reacciones se utilizan para preparar hidrógeno gaseoso en el laboratorio.

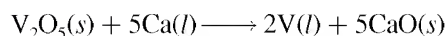
2. Desplazamiento de metal. Un metal de un compuesto también puede ser desplazado por otro metal en estado libre. Ya se han visto ejemplos de reemplazo de iones de cobre por zinc y de iones de plata por cobre (vea la página 137). Si se invierten los compuestos de los metales, la reacción no se lleva a cabo. Así, el cobre metálico no desplazará a los iones de zinc del sulfato de zinc y la plata metálica no desplazará a los iones de cobre del nitrato de cobre.

Una forma sencilla de predecir si realmente va a ocurrir una reacción de desplazamiento de un metal o una reacción de desplazamiento de hidrógeno, es referirse a una *serie de actividad* (algunas veces denominada *serie electroquímica*). Esta serie se muestra en la figura 4.16. Una serie de actividad es, básicamente, un resumen conveniente de los resultados de muchas posibles reacciones de desplazamiento semejantes a las ya descritas. De acuerdo con esta serie, cualquier metal que se ubique arriba del hidrógeno lo desplazará del agua o de un ácido, pero los metales situados abajo del hidrógeno no reaccionarán ni con agua ni con ácidos. De hecho, cualquier especie de la serie reaccionará con alguna otra especie (en un compuesto) que se encuentre abajo de ella. Por ejemplo, el Zn está arriba del Cu, por tanto, el zinc metálico desplazará a los iones cobre del sulfato de cobre.

$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$	Reaccionan con agua fría para producir H_2
$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$	
$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$	Reaccionan con vapor para producir H_2
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$	Reaccionan con ácidos para producir H_2
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$	No reaccionan con agua o ácidos para producir H_2
$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$	
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$	
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$	
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$	

Figura 4.16 Serie de actividad para metales. Los metales están ordenados de acuerdo con su capacidad de desplazar al hidrógeno de un ácido o del agua. El Li (litio) es el metal más reactivo y el Au (oro) es el menos reactivo.

Las reacciones de desplazamiento de metal tienen muchas aplicaciones en los procesos metalúrgicos, en los cuales es importante separar metales puros de sus minerales. Por ejemplo, el vanadio se obtiene por tratamiento de óxido de vanadio(V) con calcio metálico:

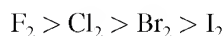


De manera similar, el titanio se obtiene a partir del cloruro de titanio(IV), de acuerdo con la reacción

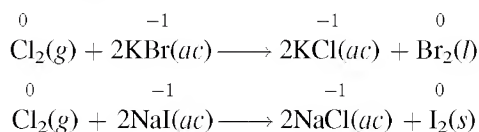


En cada caso, el metal que actúa como agente reductor está situado arriba del metal que ha sido reducido (es decir, el Ca está arriba del V, y el Mg está arriba del Ti) en la serie de actividad. En el capítulo 19 veremos más ejemplos de este tipo de reacción.

3. Desplazamiento de halógeno. El comportamiento de los halógenos en las reacciones de desplazamiento de halógenos se puede resumir en otra serie de actividad:

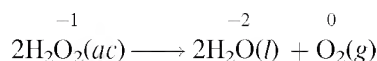


La fuerza de estos elementos como agentes oxidantes disminuye conforme avanzamos del flúor al yodo en el grupo 7A, por lo que el flúor molecular puede reemplazar a los iones cloruro, bromuro y yoduro en disolución. De hecho, el flúor molecular es tan reactivo que también ataca al agua, por lo que estas reacciones no pueden efectuarse en disolución acuosa. Por otro lado, el cloro molecular puede desplazar a los iones bromuro y yoduro en disolución acuosa. Las ecuaciones de desplazamiento son



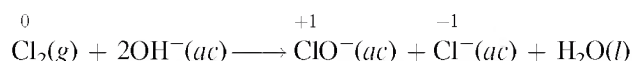
Los halógenos.

mismo elemento. La descomposición del peróxido de hidrógeno es un ejemplo de una reacción de desproporción:



Observe que el número de oxidación del H sigue inalterable como +1.

Aquí, el número de oxidación del oxígeno en el reactivo (−1) puede aumentar a cero en el O_2 y, al mismo tiempo, disminuir a −2 en el H_2O . Otro ejemplo es la reacción entre el cloro molecular y el NaOH en disolución:



Esta reacción describe la formación de los agentes blanqueadores caseros. El ion hipoclorito (ClO^-) es el que oxida las sustancias coloridas en las manchas, convirtiéndolas en compuestos incoloros.

Por último, es interesante comparar las reacciones redox con las reacciones ácido-base. Ambas reacciones son similares en cuanto a que las reacciones ácido-base implican la transferencia de protones, en tanto que en las reacciones redox se transfieren electrones. Sin embargo, en tanto que las reacciones ácido-base son fáciles de reconocer (ya que en ellas siempre participa un ácido y una base), no hay un procedimiento sencillo que permita identificar un proceso redox. La única manera segura es mediante la comparación de los números de oxidación de todos los elementos presentes en los reactivos y los productos. Cualquier cambio en el número de oxidación *garantiza* que la reacción sea de carácter redox, por naturaleza.

Los distintos tipos de reacciones redox se ilustran en el ejemplo 4.5.

EJEMPLO 4.5

Clasifique las siguientes reacciones redox e indique los cambios ocurridos en los números de oxidación de los elementos:

- $2\text{N}_2\text{O}(g) \longrightarrow 2\text{N}_2(g) + \text{O}_2(g)$
- $6\text{Li}(s) + \text{N}_2(g) \longrightarrow 2\text{Li}_3\text{N}(s)$
- $\text{Ni}(s) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(ac) \longrightarrow \text{Pb}(s) + \text{Ni}(\text{NO}_3)_2(ac)$
- $2\text{NO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{HNO}_2(ac) + \text{HNO}_3(ac)$

Estrategia Revise las definiciones de las reacciones de combinación, de descomposición, de desplazamiento y de desproporción.

- Solución**
- Esta es una reacción de descomposición, ya que un solo tipo de reactivo se convierte en dos productos distintos. El número de oxidación del N cambia desde +1 a 0, en tanto que el del O cambia de −2 a 0.
 - Esta es una reacción de combinación (dos reactivos forman un solo producto). El número de oxidación del Li cambia de 0 a +1, en tanto que el del N cambia de 0 a −3.
 - Esta es una reacción de desplazamiento de metal. El Ni metálico reemplaza (reduce) al ion Pb^{2+} . El número de oxidación del Ni aumenta desde 0 a +2, en tanto que el del Pb disminuye desde +2 a 0.
 - El número de oxidación del N es +4 en el NO_2 , +3 en HNO_2 y +5 en HNO_3 . Puesto que el número de oxidación del *mismo* elemento se incrementa tanto como disminuye, ésta es una reacción de desproporción.

Ejercicio de práctica Identifique los siguientes tipos de reacciones redox:

- $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
- $\text{S} + 3\text{F}_2 \longrightarrow \text{SF}_6$
- $2\text{CuCl} \longrightarrow \text{Cu} + \text{CuCl}_2$
- $2\text{Ag} + \text{PtCl}_2 \longrightarrow 2\text{AgCl} + \text{Pt}$

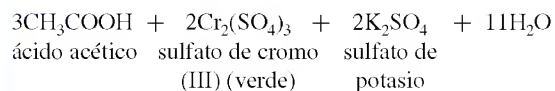
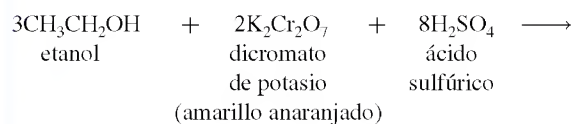
Problemas similares: 4.55, 4.56.

QUÍMICA en acción

Alcoholímetro

Cada año en Estados Unidos mueren cerca de 25 000 personas y 500 000 más resultan lesionadas por conductores en estado de ebriedad. A pesar de los esfuerzos por educar al público en cuanto a los peligros de conducir bajo el influjo de productos tóxicos y de las estrictas penalizaciones para los delitos por manejar en estas condiciones, las autoridades encargadas de mantener el orden público aún tienen que dedicar gran cantidad de esfuerzos para erradicar de los caminos estadounidenses a los conductores ebrios.

El departamento de policía a menudo utiliza un dispositivo conocido como alcoholímetro para someter a prueba a los conductores sospechosos de estar bajo los influjos del alcohol. Este dispositivo se basa en una reacción redox. Una muestra del aliento del conductor entra al analizador, donde se trata con una disolución ácida de dicromato de potasio. El alcohol (etanol) en el aliento se convierte en ácido acético, como se muestra en la siguiente ecuación:



Conductor al que se le está realizando la prueba de contenido de alcohol en la sangre con un alcoholímetro manual.

En esta reacción el etanol se oxida para convertirse en ácido acético y el cromo(VI) en el ion dicromato, de color amarillo anaranjado, se reduce a ion de cromo(III), de color verde (vea la figura 4.22). El nivel de alcohol en la sangre del conductor se puede determinar con facilidad al medir el grado de este cambio de color (que se lee en un medidor calibrado en el instrumento). El límite legal actual de contenido de alcohol en la sangre en la mayoría de los estados de ese país es de 0.1% en masa. Cualquier medida superior constituye intoxicación.



Diagrama esquemático de un alcoholímetro. El alcohol en el aliento del conductor reacciona con la disolución de dicromato de potasio. El cambio en la absorción de la luz debido a la formación del sulfato de cromo(III) se registra por medio del detector y se muestra en un dispositivo, donde se lee directamente el contenido de alcohol en la sangre. El filtro selecciona sólo una longitud de onda de luz para la medición.

Revisión de conceptos

¿Cuál de las siguientes reacciones de combinación no es una reacción redox?

- $2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{MgO}(s)$
- $\text{H}_2(g) + \text{F}_2(g) \longrightarrow 2\text{HF}(g)$
- $\text{NH}_3(g) + \text{HCl}(g) \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(s)$
- $2\text{Na}(s) + \text{S}(s) \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}(s)$

El ensayo anterior de Química en acción describe el uso policiaco que se le ha dado a una reacción redox para aprehender a conductores en estado de ebriedad.

4.5 Concentración de las disoluciones

Para el estudio de la estequiometría en disolución necesitamos conocer la cantidad de los reactivos presentes en una disolución y cómo controlar las cantidades de reactivos a utilizar para llevar a cabo una reacción en disolución acuosa.

La **concentración de una disolución** es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente, o en una cantidad dada de disolución. (Para este análisis se supondrá que el soluto es un líquido o un sólido y el disolvente es un líquido.) La concentración de una disolución se puede expresar en muchas formas, como se verá en el capítulo 12. Aquí consideraremos una de las unidades más utilizadas en química, la **molaridad** (M), o **concentración molar**, que es el número de moles de soluto por litro de disolución. La molaridad se define como

$$\text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \quad (4.1)$$

Tenga presente que el volumen (V) son litros de disolución, *no* litros de disolvente. También que la molaridad de una disolución depende de la temperatura.

La ecuación (4.1) también se puede expresar algebraicamente como

$$M = \frac{n}{V} \quad (4.2)$$

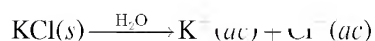
donde n denota el número de moles de soluto y V es el volumen de la disolución en litros.

Una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 1.46 molar, escrita como $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 1.46 M , contiene 1.46 moles del soluto ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en un litro de disolución. Por supuesto, no siempre trabajamos con volúmenes de disolución de 1 L. Por tanto, una disolución de 500 mL que contenga 0.730 moles de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ también tiene una concentración de 1.46 M :

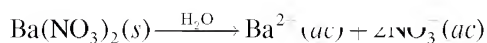
$$\text{molaridad} = \frac{0.730 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{500 \text{ mL disol}} \times \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 1.46 \text{ } M \text{ } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Observe que la concentración, al igual que la densidad, es una propiedad intensiva, de manera que su valor no depende de la cantidad de la disolución.

Es importante recordar que la molaridad se refiere sólo a la cantidad de soluto originalmente disuelto en agua y no toma en cuenta los procesos subsecuentes, como la disociación de una sal o la ionización de un ácido. Considere lo que sucede cuando una muestra de cloruro de potasio (KCl) se disuelve en suficiente agua para formar una disolución 1 M :



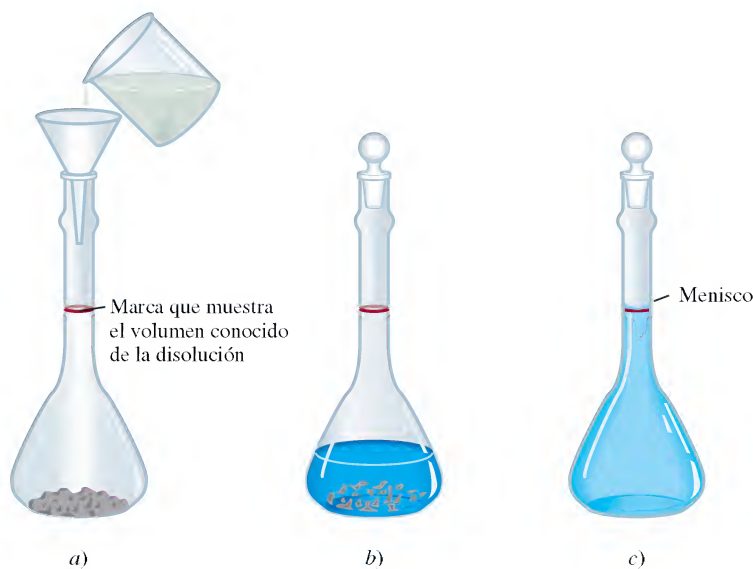
Puesto que el KCl es un electrólito fuerte, se disocia por completo en la disolución. Entonces, una disolución de KCl 1 M contiene 1 mol de iones K^+ y 1 mol de iones Cl^- ; no hay unidades de KCl presentes. La concentración de los iones puede expresarse como $[\text{K}^+] = 1 \text{ } M$ y $[\text{Cl}^-] = 1 \text{ } M$, donde los corchetes $[\]$ indican que la concentración está expresada en molaridad. En forma similar, en una disolución de nitrato de bario $[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2]$ 1 M



tenemos que $[\text{Ba}^{2+}] = 1 \text{ } M$ y $[\text{NO}_3^-] = 2 \text{ } M$, pero de ninguna manera hay unidades de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

El procedimiento para preparar una disolución de molaridad conocida es el siguiente. Primero, el soluto se pesa con exactitud y se transfiere a un matraz volumétrico por medio de un embudo (figura 4.18). A continuación se añade agua al matraz y se agita suavemente para disolver el sólido. Una vez que *todo* el sólido se ha disuelto, se añade más agua para llevar el

Figura 4.18 Preparación de una disolución de molaridad conocida. a) Una cantidad conocida de un soluto sólido se transfiere a un matraz volumétrico; después se agrega agua mediante un embudo. b) El sólido se disuelve lentamente al agitar con suavidad el matraz. c) Después de que el sólido se ha disuelto por completo, se agrega más agua para llevar el nivel de la disolución hasta la marca. Una vez conocidos el volumen de la disolución y la cantidad de soluto disuelto en ella, se puede calcular la molaridad de la disolución preparada.



nivel de la disolución exactamente hasta la marca de aforo. Una vez que se conoce el volumen de la disolución en el matraz y la cantidad del compuesto (el número de moles) disuelto, se puede calcular la molaridad de la disolución mediante la ecuación (4.1). Observe que en este procedimiento no es necesario conocer la cantidad de agua agregada, en tanto se conozca el volumen final de la disolución.

En los ejemplos 4.6 y 4.7 se ilustran las aplicaciones de las ecuaciones (4.1) y (4.2).



Una disolución $K_2Cr_2O_7$.

EJEMPLO 4.6

¿Cuántos gramos de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) se requieren para preparar 250 mL de una disolución cuya concentración sea de 2.16 M?

Estrategia ¿Cuántos moles de $K_2Cr_2O_7$ contiene 1 L (o 1 000 mL) de la disolución de $K_2Cr_2O_7$ 2.16 M? ¿250 mL de la disolución? ¿Cómo convertiría los moles en gramos?

Solución Primero se determina el número de moles de $K_2Cr_2O_7$ que hay en 250 mL o 0.250 L de la disolución 2.16 M. Al reordenar la ecuación (4.1) resulta

$$\text{moles de soluto} = \text{molaridad} \times \text{L disol}$$

Por tanto,

$$\begin{aligned} \text{moles de } K_2Cr_2O_7 &= \frac{2.16 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ L disol}} \times 0.250 \text{ L disol} \\ &= 0.540 \text{ mol } K_2Cr_2O_7 \end{aligned}$$

La masa molar del $K_2Cr_2O_7$ es de 294.2 g, por lo que escribimos

$$\begin{aligned} \text{gramos de } K_2Cr_2O_7 \text{ necesarios} &= 0.540 \text{ mol } K_2Cr_2O_7 \times \frac{294.2 \text{ g } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7} \\ &= 159 \text{ g } K_2Cr_2O_7 \end{aligned}$$

(continúa)

Verificación Como una estimación a grandes rasgos, la masa debe estar dada por [molaridad (mol/L) \times volumen (L) \times masa molar (g/mol)] o $[2 \text{ mol/L} \times 0.25 \text{ L} \times 300 \text{ g/mol}] = 150 \text{ g}$. Por tanto, la respuesta es razonable.

Ejercicio de práctica ¿Cuál es la molaridad de 85.0 mL de una disolución de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) que contiene 1.77 g de esta sustancia?

Problemas similares: 4.63, 4.66.

EJEMPLO 4.7

En un experimento bioquímico, un químico necesita agregar 3.81 g de glucosa a una mezcla de reacción. Calcule el volumen en mililitros de una disolución de glucosa de 2.53 M que deberá utilizar para la adición.

Estrategia En primer lugar debemos determinar el número de moles contenidos en 3.81 g de glucosa y después utilizar la ecuación (4.2) para calcular el volumen.

Solución A partir de la masa molar de glucosa, escribimos

$$3.81 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.2 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 2.114 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Después calculamos el volumen de la disolución que contiene 2.114×10^{-2} moles de soluto. Al reordenar la ecuación (4.2) resulta

$$\begin{aligned} V &= \frac{n}{M} \\ &= \frac{2.114 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{2.53 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6/\text{L disol}} \times \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} \\ &= 8.36 \text{ mL disol} \end{aligned}$$

Verificación Un litro de disolución contiene 2.53 moles de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Por tanto, el número de moles en 8.36 mL o 8.36×10^{-3} L es $(2.53 \text{ mol} \times 8.36 \times 10^{-3})$ o 2.12×10^{-2} moles. La pequeña diferencia se debe a las distintas formas de redondeo.

Ejercicio de práctica ¿Qué volumen (en mililitros) de una disolución de NaOH 0.315 M contiene 6.22 g de NaOH?

Observe que hemos manejado un dígito adicional al número de las cifras significativas para el paso intermedio.

Problema similar: 4.65.

Dilución de disoluciones

Las disoluciones concentradas que no se utilizan normalmente, se guardan en el almacén del laboratorio. Con frecuencia estas disoluciones *stock* (de reserva) se diluyen antes de utilizarlas. La **dilución** es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada.

Suponga que deseamos preparar 1 L de una disolución de KMnO_4 0.400 M a partir de una disolución de KMnO_4 1.00 M. Para ello necesitamos 0.400 moles de KMnO_4 . Puesto que hay 1.00 mol de KMnO_4 en 1 L de una disolución de KMnO_4 1.00 M, hay 0.400 moles de KMnO_4 en 0.400 L de la misma disolución:

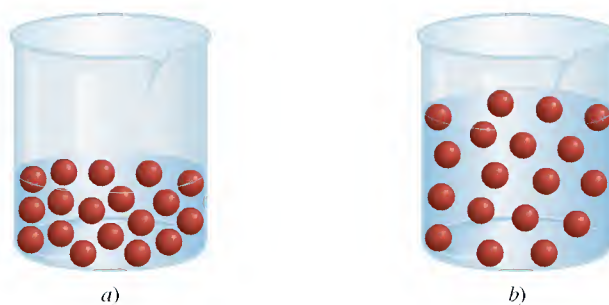
$$\frac{1.00 \text{ mol}}{1 \text{ L disol}} = \frac{0.400 \text{ mol}}{0.400 \text{ L disol}}$$

Por tanto, debemos tomar 400 mL de la disolución de KMnO_4 1.00 M y diluirlos hasta 1 000 mL mediante la adición de agua (en un matraz volumétrico de 1 L). Este método da 1 L de la disolución deseada de KMnO_4 0.400 M.



Dos disoluciones de KMnO_4 de concentraciones diferentes.

Figura 4.19 La dilución de una disolución más concentrada a) a una menos concentrada b) no cambia el número total de partículas de soluto (18).



Al efectuar un proceso de dilución, conviene recordar que al agregar más disolvente a una cantidad dada de la disolución concentrada, su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de moles de soluto presente en la disolución (figura 4.19). En otras palabras,

moles de soluto antes de la dilución = moles de soluto después de la dilución

La molaridad se define como moles de soluto en un litro de disolución, de manera que el número de moles de soluto está dado por [vea la ecuación (4.2)]

$$\underbrace{\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disol}}}_M \times \underbrace{\text{volumen de disol (en litros)}}_V = \underbrace{\text{moles de soluto}}_n$$

o $MV = n$

Como todo el soluto proviene de la disolución concentrada original, concluimos que n permanece sin cambios; es decir,

$$\underbrace{M_i V_i}_{\text{moles de soluto antes de la dilución}} = \underbrace{M_f V_f}_{\text{moles de soluto después de la dilución}} \quad (4.3)$$

donde M_i y M_f son las concentraciones molares de la disolución inicial y final, y V_i y V_f son los volúmenes respectivos de la disolución inicial y final. Desde luego, las unidades de V_i y V_f deben ser las mismas (mL o L) para que los cálculos funcionen. Para verificar que los resultados sean razonables, se debe asegurar que $M_i > M_f$ y $V_f > V_i$.

En el ejemplo 4.8 se muestra la aplicación de la ecuación (4.3).

EJEMPLO 4.8

Describe cómo prepararía 5.00×10^2 mL de una disolución de H_2SO_4 1.75 M, a partir de una disolución concentrada de H_2SO_4 8.61 M.

Estrategia Como la concentración de la disolución final es menor que la de la disolución original, éste es un proceso de dilución. Tenga presente que en la dilución, la concentración de la disolución disminuye, pero el número de moles del soluto sigue siendo el mismo.

Solución Preparamos el cálculo mediante la tabulación de los datos:

$$\begin{array}{ll} M_i = 8.61 \text{ M} & M_f = 1.75 \text{ M} \\ V_i = ? & V_f = 5.00 \times 10^2 \text{ mL} \end{array}$$

(continúa)

Al sustituir en la ecuación (4.3)

$$(8.61\text{ M})(V_1) = (1.75\text{ M})(5.00 \times 10^2\text{ mL})$$

$$V_1 = \frac{(1.75\text{ M})(5.00 \times 10^2\text{ mL})}{8.61\text{ M}}$$

$$= 102\text{ mL}$$

Por tanto, para obtener la concentración deseada debemos diluir 102 mL de la disolución de H_2SO_4 8.61 M con suficiente agua para obtener un volumen final de 5.00×10^2 mL en un matraz volumétrico de 500 mL.

Verificación El volumen inicial es menor que el volumen final, por tanto la respuesta es razonable.

Ejercicio de práctica ¿Cómo prepararía 2.00×10^2 mL de una disolución de NaOH 0.866 M, a partir de una disolución stock de 5.07 M?

Problemas similares: 4.71, 4.72.

Revisión de conceptos

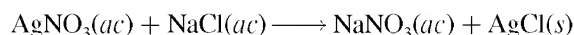
¿Cuál es la concentración final de una solución de 0.6 M de NaCl si su volumen se ha duplicado y el número de moles se ha triplicado?

Ahora que hemos estudiado la concentración y dilución de las disoluciones, analizaremos los aspectos cuantitativos de las reacciones que ocurren en disolución acuosa, es decir, la *estequiometría de las disoluciones*. Las secciones 4.6 a 4.8 se centran en dos técnicas para estudiar la estequiometría de las disoluciones: el análisis gravimétrico y la valoración. Estas dos técnicas son las herramientas básicas del **análisis cuantitativo**, que se ocupa de la *determinación de la cantidad o concentración de una sustancia en una muestra*.

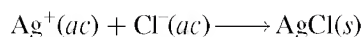
4.6 Análisis gravimétrico

El **análisis gravimétrico** es una técnica analítica que se basa en la medición de la masa. Un tipo de experimento de un análisis gravimétrico implica la formación, separación y determinación de la masa de un precipitado. Generalmente este procedimiento se aplica a compuestos iónicos. Una muestra de una sustancia de composición desconocida se disuelve en agua y se convierte en un precipitado al hacerla reaccionar con otra sustancia. El precipitado se filtra, se seca y se pesa. Si se conoce la masa y la fórmula química del precipitado formado, es posible calcular la masa de un componente químico determinado (es decir, el anión o el catión) en la muestra original. Por último, a partir de la masa del componente y de la masa de la muestra original, determinamos la composición porcentual en masa del componente en el compuesto original.

La siguiente reacción se estudia con mucha frecuencia en el análisis gravimétrico debido a que los reactivos se pueden obtener en forma pura



La ecuación iónica neta es



El precipitado es el cloruro de plata (vea la tabla 4.2). Por ejemplo, si queremos determinar *experimentalmente* el porcentaje en masa de Cl en una muestra de NaCl, primero pesaremos

Este procedimiento permitiría determinar la pureza de la muestra de NaCl.

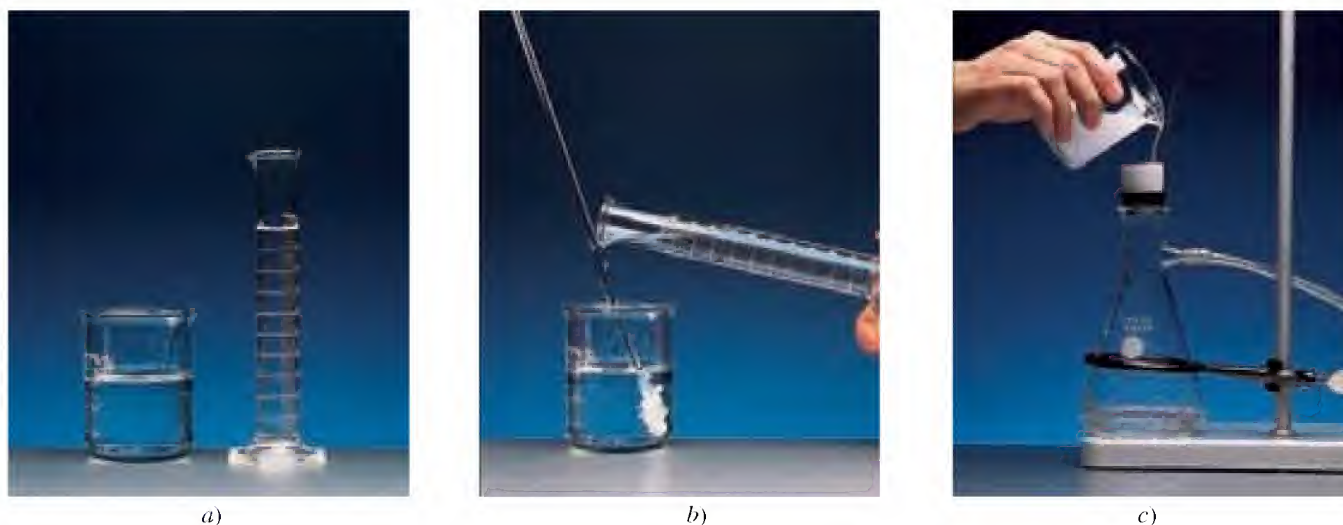


Figura 4.20 Pasos básicos para el análisis gravimétrico. a) Disolución que contiene una cantidad conocida de NaCl en un vaso. b) Precipitación de AgCl como resultado de la adición de una disolución de AgNO_3 , mediante una probeta. En esta reacción el AgNO_3 es el reactivo en exceso y el NaCl es el reactivo limitante. c) La disolución que contiene el precipitado de AgCl se filtra a través de un crisol de disco sinterizado previamente pesado, el cual permite que el líquido (mas no el precipitado) pase a través de éste. Después el crisol se quita del dispositivo, se seca en un horno, y se pesa de nuevo. La diferencia entre esta masa y la del crisol vacío da la masa del precipitado de AgCl.

con exactitud una muestra de NaCl y luego se disuelve en agua. A continuación agregamos suficiente disolución de AgNO_3 a la disolución de NaCl para precipitar, como AgCl, todos los iones Cl^- que se encuentren en la disolución. En este procedimiento, el NaCl es el reactivo limitante y el AgNO_3 es el reactivo en exceso. El precipitado de AgCl se separa de la disolución por filtración, se seca y se pesa. Con los datos de la masa de AgCl podemos calcular la masa de Cl, utilizando para ello el porcentaje en masa de Cl en el AgCl. Puesto que esta misma cantidad de Cl estaba presente en la muestra original de NaCl, podemos calcular el porcentaje en masa de Cl en el NaCl. En la figura 4.20 se muestra este procedimiento.

El análisis gravimétrico es una técnica muy exacta, ya que la masa de la muestra se puede medir con bastante exactitud. Sin embargo, este procedimiento sólo puede aplicarse en reacciones que llegan a completarse o tienen un rendimiento cercano a 100%. Así, si el AgCl fuera ligeramente soluble en vez de ser insoluble, no sería posible eliminar todos los iones Cl^- de la disolución de NaCl y los cálculos subsiguientes serían erróneos.

En el ejemplo 4.9 se muestran los cálculos implicados en un experimento gravimétrico.

EJEMPLO 4.9

Una muestra de 0.5662 g de un compuesto iónico que contiene iones cloruro y un metal desconocido se disuelve en agua y se trata con un exceso de AgNO_3 . Si se forma un precipitado de AgCl que pesa 1.0882 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de Cl en el compuesto original?

Estrategia Se pide calcular el porcentaje en masa de Cl en la muestra desconocida, que es

$$\% \text{Cl} = \frac{\text{masa de Cl}}{0.5662 \text{ g de muestra}} \times 100\%$$

La única fuente de iones Cl^- es el compuesto original. Estos iones cloruro finalmente dan como resultado el precipitado de AgCl. ¿Podemos calcular la masa de los iones Cl^- si sabemos el porcentaje en masa de Cl en AgCl?

(continúa)

Solución Las masas molares de Cl y AgCl son 35.45 g y 143.4 g, respectivamente. Por tanto, el porcentaje en masa de Cl en AgCl está dado por

$$\begin{aligned}\% \text{Cl} &= \frac{35.45 \text{ g Cl}}{143.4 \text{ g AgCl}} \times 100\% \\ &= 24.72\%\end{aligned}$$

Después, calculamos la masa de Cl en 1.0882 g de AgCl. Para ello convertimos 24.72% en 0.2472 y escribimos

$$\begin{aligned}\text{masa de Cl} &= 0.2472 \times 1.0882 \text{ g} \\ &= 0.2690 \text{ g}\end{aligned}$$

Como el compuesto original también contiene esta cantidad de iones Cl⁻, el porcentaje en masa de Cl en el compuesto es

$$\begin{aligned}\% \text{Cl} &= \frac{0.2690 \text{ g}}{0.5662 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 47.51\%\end{aligned}$$

Ejercicio de práctica Una muestra de 0.3220 g de un compuesto iónico que contiene el ion bromuro (Br⁻) se disuelve en agua y se trata con un exceso de AgNO₃. Si la masa del precipitado de AgBr formado es de 0.6964 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de Br en el compuesto original?

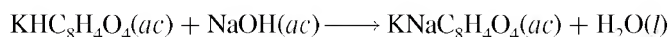
Problema similar: 4.78.

Observe que el análisis gravimétrico no establece totalmente la identidad de la sustancia desconocida. Así, en el ejemplo 4.9 no sabemos cuál es el catión. Sin embargo, conocer el porcentaje en masa de Cl ayuda bastante a limitar las posibilidades. Como no hay dos compuestos que teniendo el mismo anión (o catión) tengan la misma composición porcentual en masa, la comparación del porcentaje en masa obtenido del análisis gravimétrico con la masa calculada a partir de una serie de compuestos conocidos revelará la identidad del compuesto desconocido.

4.7 Valoraciones ácido-base

Los estudios cuantitativos de las reacciones de neutralización ácido-base se llevan a cabo en forma adecuada por medio de una técnica conocida como valoración. En una **valoración**, una *disolución de concentración exactamente conocida*, denominada **disolución estándar (o patrón)**, se agrega en forma gradual a otra disolución de concentración desconocida hasta que la reacción química entre las dos disoluciones se complete. Si conocemos el volumen de la disolución patrón y de la disolución desconocida que se utilizaron en la valoración, además de conocer la concentración de la disolución patrón, podemos calcular la concentración de la disolución desconocida.

El hidróxido de sodio es una de las bases más utilizadas en el laboratorio. Sin embargo, es difícil obtener el hidróxido de sodio sólido en forma pura porque tiende a absorber agua del aire y sus disoluciones reaccionan con dióxido de carbono. Por ello, una disolución de hidróxido debe ser *estandarizada* antes de utilizarse en un trabajo analítico preciso. Las disoluciones de hidróxido de sodio se pueden estandarizar al titularlas contra una disolución ácida de concentración exactamente conocida. El ácido que se elige con mayor frecuencia es un ácido monoprótico llamado hidrógenoftalato de potasio (KHP), cuya fórmula molecular es KHC₈H₄O₄. El KHP es un sólido blanco, soluble, que se consigue comercialmente en forma muy pura. La reacción entre el KHP y el hidróxido de sodio es



Hidrógenoftalato de potasio (KHP).

El KHP es un ácido débil.

Figura 4.21 a) Dispositivo para la valoración ácido-base. Se agrega una disolución de NaOH de la bureta a la disolución de KHP en un matraz Erlenmeyer. b) Cuando se alcanza el punto de equivalencia, aparece un color rosa rojizo. El color ha sido intensificado aquí para su representación visual.

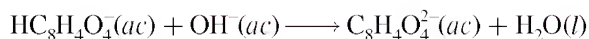


a)



b)

y la ecuación iónica neta es



El procedimiento para la valoración se muestra en la figura 4.21. Primero se transfiere a un matraz Erlenmeyer una cantidad conocida de KHP y se le agrega un poco de agua destilada para disolverlo. A continuación se le agrega cuidadosamente una disolución de NaOH contenida en una bureta hasta que se alcanza el **punto de equivalencia**, es decir, *el punto en el cual el ácido ha reaccionado o neutralizado completamente a la base*. El punto de equivalencia se detecta por un cambio brusco de color de un indicador que se ha añadido a la disolución del ácido. En las valoraciones ácido-base, los **indicadores** son *sustancias que tienen colores muy distintos en medio ácido y básico*. La fenolftaleína es un indicador muy utilizado que en medio ácido o neutro es incoloro, pero adquiere un color rosa intenso en disoluciones básicas. En el punto de equivalencia, todo el KHP presente ha sido neutralizado por el NaOH añadido y la disolución sigue siendo incolora. Sin embargo, con una sola gota más de la disolución de NaOH de la bureta, la disolución de inmediato se torna de un color rosa intenso, porque ahora es básica. En el ejemplo 4.10 se ilustra esta valoración.

EJEMPLO 4.10

En un experimento de valoración, un estudiante encuentra que se necesitan 23.48 mL de una disolución de NaOH para neutralizar 0.5468 g de KHP. ¿Cuál es la concentración (en molaridad) de la disolución de NaOH?

Estrategia Deseamos determinar la molaridad de la disolución de NaOH. ¿Cómo se define la molaridad?

$$\text{molaridad de NaOH} = \frac{\text{mol NaOH}}{\text{L disol}}$$

↑ se desea calcular
↑ se necesita encontrar
↑ dado

(continúa)

El volumen de la disolución de NaOH se da en el problema. Por tanto, necesitamos encontrar el número de moles de NaOH para calcular la molaridad. En la ecuación anterior para la reacción entre KHP y NaOH mostrada en el texto vemos que 1 mol de KHP neutraliza a 1 mol de NaOH. ¿Cuántos moles de KHP están contenidos en 0.5468 g de KHP?

Solución Primero calculamos el número de moles de KHP utilizados en la valoración:

$$\begin{aligned}\text{moles de KHP} &= 0.5468 \cancel{\text{ g KHP}} \times \frac{1 \text{ mol KHP}}{204.2 \cancel{\text{ g KHP}}} \\ &= 2.678 \times 10^{-3} \text{ mol KHP}\end{aligned}$$

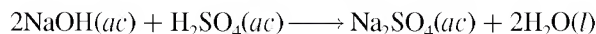
Como 1 mol de KHP \simeq 1 mol de NaOH, debe haber 2.678×10^{-3} moles de NaOH en 23.48 mL de la disolución de NaOH. Por último, calculamos la molaridad de esta disolución como sigue:

$$\begin{aligned}\text{molaridad de la disol de NaOH} &= \frac{2.678 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}}{23.48 \cancel{\text{ mL disol}}} \times \frac{1000 \cancel{\text{ mL disol}}}{1 \text{ L disol}} \\ &= 0.1141 \text{ mol NaOH/1 L disol} = 0.1141 \text{ M}\end{aligned}$$

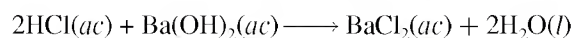
Ejercicio de práctica ¿Cuántos gramos de KHP se necesitan para neutralizar 18.64 mL de una disolución de NaOH 0.1004 M?

Problemas similares: 4.85, 4.86.

La reacción de neutralización entre NaOH y KHP es uno de los tipos más sencillos de reacciones ácido-base que se conocen. Suponga, sin embargo, que en lugar de KHP quisiéramos utilizar en la valoración un ácido diprótico, como el H_2SO_4 . La reacción se puede representar como

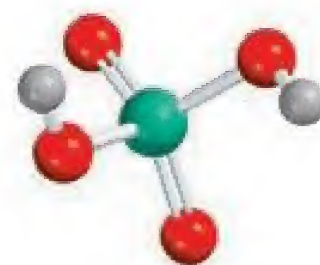


Como 2 moles de NaOH \simeq 1 mol de H_2SO_4 , necesitamos el doble de NaOH para reaccionar completamente con una disolución H_2SO_4 de la misma concentración molar y volumen que un ácido monoprótico como el HCl. Por otro lado, necesitaríamos el doble de HCl para neutralizar una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que tuviera la misma concentración y volumen que una disolución de NaOH, puesto que 1 mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ produce dos moles de iones OH^- :



En los cálculos implicados en las valoraciones ácido-base, independientemente del ácido o de la base que participen en la reacción, debemos tomar en cuenta que el número total de moles de iones H^+ que han reaccionado en el punto de equivalencia debe ser igual al número de moles totales de los iones OH^- que han reaccionado.

En el ejemplo 4.11 se muestra la valoración de una disolución de NaOH con un ácido diprótico.



El H_2SO_4 tiene dos protones ionizables.

EJEMPLO 4.11

¿Cuántos mililitros (mL) de una disolución de NaOH 0.610 M se necesitan para neutralizar completamente 20.0 mL de una disolución de H_2SO_4 0.245 M?

Estrategia Deseamos calcular el volumen de la disolución de NaOH. Con base en la definición de molaridad [vea la ecuación (4.1)] escribimos:

$$\underset{\substack{\text{se desea calcular}}}{\text{L disol}} = \frac{\text{mol NaOH}}{\underset{\substack{\text{dado}}}{\text{molaridad}}}$$

se necesita encontrar

(continúa)

En la ecuación para la reacción de neutralización que se acaba de presentar, observamos que 1 mol de H_2SO_4 neutraliza 2 moles de NaOH . ¿Cuántos moles de H_2SO_4 están contenidos en 20.0 mL de una disolución de H_2SO_4 0.245 M? ¿Cuántos moles de NaOH neutralizaría esta cantidad de H_2SO_4 ?

Solución Primero calculamos el número de moles de H_2SO_4 en 20.0 mL de la disolución:

$$\begin{aligned}\text{moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 &= \frac{0.245 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL disol}} \times 20.0 \text{ mL disol} \\ &= 4.90 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4\end{aligned}$$

De la estequiometría observamos que 1 mol de $\text{H}_2\text{SO}_4 \cong 2$ moles de NaOH . Por tanto, el número de moles de NaOH que ha reaccionado debe ser $2 \times 4.90 \times 10^{-3}$ moles, o 9.80×10^{-3} moles. De la definición de molaridad [vea la ecuación (4.1)] tenemos que

$$\text{litros de disol} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{molaridad}}$$

o

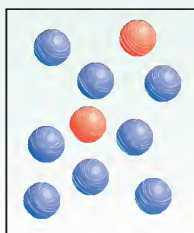
$$\begin{aligned}\text{volumen de NaOH} &= \frac{9.80 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}}{0.610 \text{ mol/L disol}} \\ &= 0.0161 \text{ L o } 16.1 \text{ mL}\end{aligned}$$

Problema similar: 4.87 b), c).

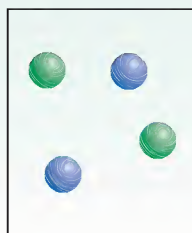
Ejercicio de práctica ¿Cuántos mililitros de una disolución de H_2SO_4 1.28 M se requieren para neutralizar 60.2 mL de una disolución de KOH 0.427 M?

Revisión de conceptos

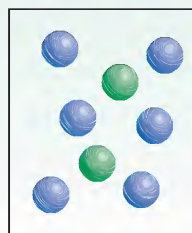
Una disolución de NaOH se mezcla con la solución ácida que se muestra en a). ¿Cuál de los diagramas mostrados en b)-d) corresponde a uno de los siguientes ácidos: HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 ? Código de color: esferas azules (iones OH^-); esferas rojas (moléculas ácidas); esferas verdes (aniones de los ácidos). Suponga que todas las reacciones de neutralización ácido-base se van a completar.



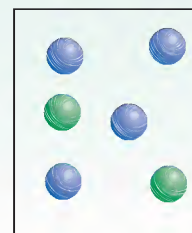
a)



b)



c)



d)

4.8 Valoraciones redox

Como se mencionó antes, en las reacciones redox se transfieren electrones, en tanto que en las reacciones ácido-base se transfieren protones. Del mismo modo en que un ácido se puede valorar con una base, un agente oxidante se puede valorar con un agente reductor mediante un procedimiento semejante. Así, por ejemplo, podemos añadir con cuidado una disolución que contenga un agente oxidante a una disolución que contenga un agente reductor. El *punto de equivalencia* se alcanza cuando el agente reductor es completamente oxidado por el agente oxidante.

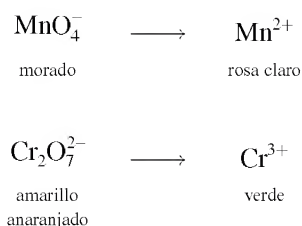
Igual que las valoraciones ácido-base, las valoraciones redox por lo general requieren un indicador que tenga un cambio de color nítido. En presencia de una gran cantidad de agente



Figura 4.22 De izquierda a derecha: disoluciones que contienen los iones MnO_4^- , Mn^{2+} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y Cr^{3+} .

reductor, el color del indicador es característico de su forma reducida. El indicador adopta el color que tiene en su forma oxidada cuando está presente en un medio oxidante. En el punto de equivalencia o cercano a éste ocurrirá un cambio nítido del color del indicador al pasar de una forma a la otra, por lo que el punto de equivalencia se puede identificar fácilmente.

El permanganato de potasio (KMnO_4) y el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) son dos agentes oxidantes muy comunes. Como se muestra en la figura 4.22, los colores de los aniones permanganato y dicromato son muy diferentes de los colores que tienen las especies reducidas:



Por ello, estos agentes oxidantes se pueden utilizar por sí mismos como indicadores *internos* en una valoración redox, ya que los colores de las formas oxidada y reducida son muy distintos.

Las valoraciones redox requieren el mismo tipo de cálculos (basados en el método del mol) que las neutralizaciones ácido-base. Sin embargo, la diferencia entre éstas radica en que las ecuaciones y la estequiometría tienden a ser más complejas en las reacciones redox. En el siguiente ejemplo se ilustra una valoración redox.

EJEMPLO 4.12

Se necesita un volumen de 16.42 mL de una disolución de KMnO_4 0.1327 M para oxidar 25.00 mL de una disolución de FeSO_4 en medio ácido. ¿Cuál es la concentración, en molaridad, de la disolución de FeSO_4 ? La ecuación iónica neta es



Estrategia Deseamos calcular la molaridad de la disolución de FeSO_4 . Según la definición de molaridad

$$\text{molaridad de } \text{FeSO}_4 = \frac{\text{mol } \text{FeSO}_4}{\text{L disol}}$$

se desea calcular
se necesita encontrar
dato

(continúa)



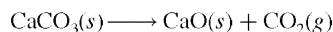
Adición de una disolución de KMnO_4 de una bureta a una disolución de FeSO_4 .

QUÍMICA *en acción*

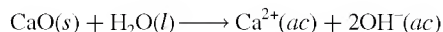
Metal proveniente del mar

El magnesio es un metal ligero y valioso que se usa como material estructural, así como en aleaciones, baterías y en síntesis química. A pesar de que la corteza terrestre es rica en magnesio, es más económico “extraer” el metal del agua marina. El magnesio constituye el segundo catión más abundante en el mar (después del sodio); hay aproximadamente 1.3 g de magnesio en un kilogramo de agua marina. El proceso para extraer el magnesio del agua del mar emplea los tres tipos de reacciones que se analizaron en este capítulo: reacciones de precipitación, ácido-base y redox.

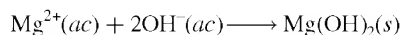
En la primera etapa de la recuperación del magnesio, la piedra caliza (CaCO_3) se calienta a altas temperaturas para producir cal viva, u óxido de calcio (CaO):



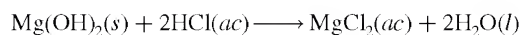
Cuando el óxido de calcio se trata con agua marina, forma hidróxido de calcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$], el cual es ligeramente soluble y se ioniza para producir iones Ca^{2+} y OH^- :



El exceso de iones hidróxido provoca que se precipite el hidróxido de magnesio mucho menos soluble:



El hidróxido de magnesio sólido se filtra y reacciona con el ácido clorhídrico para formar cloruro de magnesio (MgCl_2):

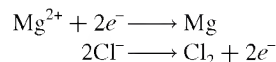


Después de evaporar el agua, el cloruro de magnesio sólido se funde en una celda de acero. El cloruro de magnesio fundido contiene tanto iones Mg^{2+} como Cl^- . Mediante un proceso denominado *electrólisis*, se hace pasar una corriente eléctrica a

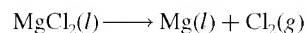


El hidróxido de magnesio se obtiene del agua del mar en estanques de sedimentación en Dow Chemical Company que una vez operó en Freeport, Texas.

través de la celda para reducir los iones Mg^{2+} y oxidar los iones Cl^- . Las semirreacciones son



La reacción general es



De esta forma se produce el magnesio metálico. El cloro gaseoso que se genera se puede convertir en ácido clorhídrico y reciclarse durante el proceso.

El volumen de la disolución de FeSO_4 se proporciona en el problema. Por tanto, necesitamos encontrar el número de moles de FeSO_4 para calcular la molaridad. Según la ecuación iónica neta, ¿cuál es la equivalencia estequiométrica entre Fe^{2+} y MnO_4^- ? ¿Cuántos moles de KMnO_4 están contenidos en 16.42 mL de una disolución de KMnO_4 0.1327 M?

Solución El número de moles de KMnO_4 en 16.42 mL de disolución es

$$\begin{aligned}\text{moles de KMnO}_4 &= \frac{0.1327 \text{ mol KMnO}_4}{1000 \text{ mL disol}} \times 16.42 \text{ mL} \\ &= 2.179 \times 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4\end{aligned}$$

(continúa)

De la ecuación observamos que 5 moles de $\text{Fe}^{2+} \approx 1$ mol de MnO_4^- . Por tanto, el número de moles de FeSO_4 oxidado es

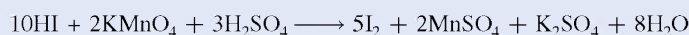
$$\begin{aligned}\text{moles de FeSO}_4 &= 2.179 \times 10^{-3} \frac{\text{mol FeSO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} \times \frac{5 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} \\ &= 1.090 \times 10^{-2} \text{ mol FeSO}_4\end{aligned}$$

La concentración de la disolución de FeSO_4 , en moles de FeSO_4 por litro de disolución, es

$$\begin{aligned}\text{molaridad de FeSO}_4 &= \frac{\text{mol FeSO}_4}{\text{L disol}} \\ &= \frac{1.090 \times 10^{-2} \text{ mol FeSO}_4}{25.00 \text{ mL disol}} \times \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} \\ &= 0.4360 \text{ M}\end{aligned}$$

Problemas similares: 4.91, 4.92.

Ejercicio de práctica ¿Cuántos mililitros de una disolución de HI 0.206 M se necesitan para reducir 22.5 mL de una disolución de KMnO_4 0.374 M, de acuerdo con la ecuación siguiente?



El ensayo de Química en acción, de la página 158, describe un proceso industrial que implica los tipos de reacciones que se analizaron en este capítulo.

Ecuaciones básicas

$$\text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \quad (4.1)$$

Cálculo de molaridad

$$M = \frac{n}{V} \quad (4.2)$$

Cálculo de molaridad

$$M_i V_i = M_f V_f \quad (4.3)$$

Dilución de disolución

Resumen de conceptos

1. Las disoluciones acuosas conducen la electricidad si los solutos son electrólitos. Si los solutos son no electrólitos, las disoluciones no conducirán la electricidad.
2. Las tres principales categorías de reacciones químicas que tienen lugar en disolución acuosa son las reacciones de precipitación, las reacciones ácido-base y las reacciones de oxidación-reducción.
3. A partir de las reglas generales acerca de las solubilidades de los compuestos iónicos, podemos predecir si en una reacción se formará un precipitado.
4. Los ácidos de Arrhenius se ionizan en agua para producir iones H^+ , y las bases de Arrhenius se ionizan en agua para producir iones OH^- . Los ácidos de Brønsted donan protones y las bases de Brønsted los aceptan.
5. La reacción entre un ácido y una base se denomina neutralización.
6. En las reacciones redox, la oxidación y la reducción siempre ocurren de manera simultánea. La oxidación se caracteriza por la pérdida de electrones, la reducción por la ganancia de electrones.
7. Los números de oxidación facilitan el seguimiento de la distribución de la carga y se asignan a todos los átomos en un compuesto o ion de acuerdo con reglas específicas. La oxidación se puede definir como un incremento en el número de oxidación; la reducción se puede definir como una disminución en el número de oxidación.
8. Muchas reacciones redox se pueden clasificar como reacciones de combinación, descomposición, combustión, desplazamiento o desproporción.
9. La concentración de una disolución es la cantidad de soluto presente en una cantidad determinada de disolución. La molaridad expresa la concentración como el número de moles de soluto en 1 L de disolución.

10. Cuando se agrega un disolvente a una disolución, proceso conocido como dilución, disminuye la concentración (molaridad) de la disolución sin cambiar el número total de moles de soluto presente en la disolución.
11. El análisis gravimétrico es una técnica para determinar la identidad de un compuesto y la concentración de una disolución mediante la medición de la masa. Los experimentos gravimétricos muchas veces implican reacciones de precipitación.
12. En la valoración ácido-base, una disolución de concentración conocida (por ejemplo, una base) se agrega gradualmente a una disolución de concentración desconocida (por ejemplo, un ácido) con el fin de determinar la concentración desconocida. El punto en el cual la reacción en la valoración se completa, mostrado por el cambio en el color del indicador, se denomina punto de equivalencia.
13. Las valoraciones redox son similares a las valoraciones ácido-base. El punto en el cual la reacción de oxidación-reducción se completa se denomina punto de equivalencia.

Términos básicos

Ácido de Brønsted, p. 130	Disolución patrón o estándar, p. 153	Precipitado, p. 124	Reacción de oxidación, p. 136
Ácido diprótico, p. 131	Disolvente, p. 122	Punto de equivalencia, p. 154	Reacción de oxidación-reducción, p. 135
Ácido monoprótico, p. 131	Ecuación iónica, p. 127	Reacción de combinación, p. 139	Reacción de precipitación, p. 124
Ácido triprótico, p. 131	Ecuación iónica neta, p. 127	Reacción de combustión, p. 141	Reacción de reducción, p. 136
Agente oxidante, p. 136	Ecuación molecular, p. 126	Reacción de descomposición, p. 141	Reacción redox, p. 135
Agente reductor, p. 136	Electrólito, p. 122	Reacción de desplazamiento, p. 141	Reacción reversible, p. 124
Análisis cuantitativo, p. 151	Estado de oxidación, p. 137	Reacción de desproporción, p. 144	Sal, p. 133
Análisis gravimétrico, p. 151	Hidratación, p. 123	Reacción de metátesis, p. 124	Semirreacción, p. 135
Base de Brønsted, p. 130	Indicador, p. 154	Reacción de neutralización, p. 133	Serie de actividad, p. 142
Concentración de una disolución, p. 147	Ion espectador, p. 127		Solubilidad, p. 125
Concentración molar, p. 147	Ion hidronio, p. 131		Soluto, p. 122
Dilución, p. 149	Molaridad (<i>M</i>), p. 147		Valoración, p. 153
Disolución, p. 122	No electrólito, p. 122		
Disolución acuosa, p. 122	Número de oxidación, p. 136		

Preguntas y problemas

Propiedades de las disoluciones acuosas

Preguntas de repaso

- 4.1 Defina soluto, disolvente y disolución, describiendo el proceso de disolución de un sólido en un líquido.
- 4.2 ¿Cuál es la diferencia entre un no electrólito y un electrólito? ¿En qué difiere un electrólito débil de uno fuerte?
- 4.3 Describa el proceso de hidratación. ¿Qué propiedades del agua permiten que sus moléculas interactúen con los iones en una disolución?
- 4.4 ¿Cuál es la diferencia entre los siguientes símbolos de las ecuaciones químicas: \longrightarrow y \rightleftharpoons ?
- 4.5 El agua es un electrólito extremadamente débil, por lo que no puede conducir la electricidad. ¿Por qué es frecuente que se prevenga para no utilizar aparatos eléctricos cuando se tienen mojadas las manos?

- 4.6 El fluoruro de litio (LiF) es un electrólito fuerte. ¿Qué especies están presentes en el $\text{LiF}(ac)$?

Problemas

- 4.7 En el diagrama se muestran las disoluciones acuosas de tres compuestos. Identifique cada compuesto como un no electrólito, un electrólito débil y un electrólito fuerte.



a)

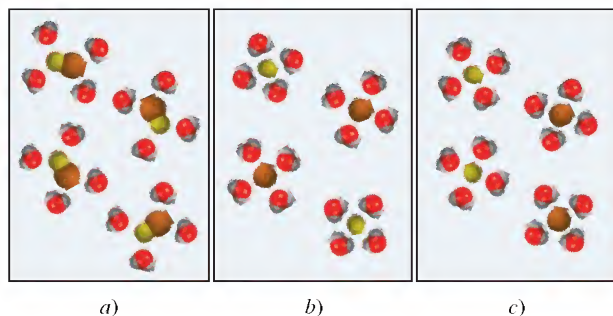


b)



c)

- 4.8 ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor la hidratación del NaCl cuando se disuelve en agua? El ion Cl^- es más grande en tamaño que el ion Na^+ .



- 4.9 Identifique cada una de las siguientes sustancias como un electrólito fuerte, un electrólito débil, o un no electrólito: a) H_2O , b) KCl , c) HNO_3 , d) CH_3COOH , e) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- 4.10 Identifique cada una de las siguientes sustancias como un electrólito fuerte, un electrólito débil o un no electrólito. a) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, b) Ne , c) NH_3 , d) NaOH .
- 4.11 El flujo de corriente eléctrica a través de una disolución de un electrólito se debe únicamente al movimiento de a) electrones, b) cationes, c) aniones, d) cationes y aniones.
- 4.12 Prediga y explique cuál de los sistemas siguientes son conductores de electricidad: a) NaCl sólido, b) NaCl fundido, c) NaCl en disolución acuosa.
- 4.13 Se da un compuesto X soluble en agua. Describa cómo podría determinar si este compuesto es un electrólito o un no electrólito. Si es un electrólito, ¿cómo sabría si es fuerte o débil?
- 4.14 Explique por qué una disolución de HCl en benceno no conduce la electricidad, en tanto que sí lo hace en agua.

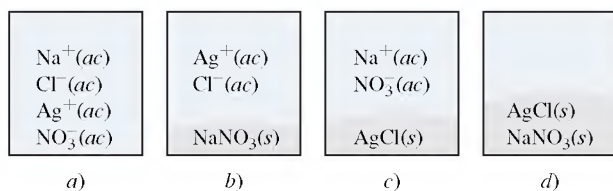
Reacciones de precipitación

Preguntas de repaso

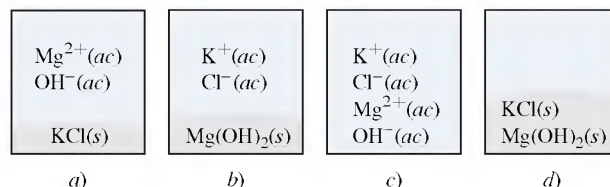
- 4.15 ¿Cuál es la diferencia entre una ecuación iónica y una ecuación molecular?
- 4.16 ¿Qué ventaja tiene escribir las ecuaciones iónicas netas?

Problemas

- 4.17 Se mezclan dos disoluciones acuosas, de AgNO_3 y de NaCl . ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor la mezcla?



- 4.18 Se mezclan dos disoluciones acuosas, de KOH y de MgCl_2 . ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor la mezcla?



- 4.19 Clasifique los compuestos siguientes como solubles o insolubles en agua: a) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, b) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, c) AgClO_3 , d) K_2S .
- 4.20 Clasifique los compuestos siguientes como solubles o insolubles en agua: a) CaCO_3 , b) ZnSO_4 , c) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, d) HgSO_4 , e) NH_4ClO_4 .
- 4.21 Escriba las ecuaciones iónica y iónica neta para las reacciones siguientes:
- a) $\text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \longrightarrow$
- b) $\text{BaCl}_2(\text{ac}) + \text{ZnSO}_4(\text{ac}) \longrightarrow$
- c) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{CaCl}_2(\text{ac}) \longrightarrow$
- 4.22 Escriba las ecuaciones iónica y iónica neta para las reacciones siguientes:
- a) $\text{Na}_2\text{S}(\text{ac}) + \text{ZnCl}_2(\text{ac}) \longrightarrow$
- b) $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{ac}) + 3\text{Sr}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) \longrightarrow$
- c) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2\text{NaOH}(\text{ac}) \longrightarrow$
- 4.23 ¿En cuál de los procesos siguientes es más factible que se efectúe una reacción de precipitación? a) Al mezclar una disolución de NaNO_3 con una disolución de CuSO_4 . b) Al mezclar una disolución de BaCl_2 con una disolución de K_2SO_4 . Escriba la ecuación iónica neta para la reacción de precipitación.
- 4.24 Consulte la tabla 4.2 y sugiera un método por el cual se pueda separar: a) K^+ de Ag^+ , b) Ba^{2+} de Pb^{2+} , c) NH_4^+ de Ca^{2+} , d) Ba^{2+} de Cu^{2+} . Suponga que todos los cationes están en disolución acuosa y el anión común es el ion nitrato.

Reacciones ácido-base

Preguntas de repaso

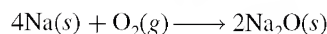
- 4.25 Enumere las propiedades generales de ácidos y bases.
- 4.26 Dé las definiciones de Arrhenius y de Brønsted de un ácido y de una base. ¿Por qué son de mayor utilidad las definiciones de Brønsted para describir las propiedades ácido-base?
- 4.27 Dé un ejemplo de un ácido monoprótico, un ácido diprótico y un ácido triprótico.
- 4.28 ¿Cuáles son las características de una reacción de neutralización ácido-base?
- 4.29 ¿Qué factores califican a un compuesto como una sal? Especifique cuáles de los siguientes compuestos son sales: CH_4 , NaF , NaOH , CaO , BaSO_4 , HNO_3 , NH_3 , KBr .
- 4.30 Identifique los siguientes compuestos como ácido o base, fuerte o débil: a) NH_3 , b) H_3PO_4 , c) LiOH , d) HCOOH (ácido fórmico), e) H_2SO_4 , f) HF , g) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Problemas

- 4.31 Identifique cada una de las especies siguientes como un ácido o una base de Brønsted o como ambos: a) HI , b) CH_3COO^- , c) H_2PO_4^- , d) HSO_4^- .
- 4.32 Identifique cada una de las especies siguientes como un ácido o una base de Brønsted o como ambos: a) PO_4^{3-} , b) ClO_2^- , c) NH_4^+ , d) HCO_3^- .
- 4.33 Balancee las siguientes ecuaciones y escriba las ecuaciones iónicas y las ecuaciones iónicas netas correspondientes (cuando sea apropiado):
- a) $\text{HBr}(ac) + \text{NH}_3(ac) \longrightarrow$
 b) $\text{Ba}(\text{OH})_2(ac) + \text{H}_3\text{PO}_4(ac) \longrightarrow$
 c) $\text{HClO}_4(ac) + \text{Mg}(\text{OH})_2(s) \longrightarrow$
- 4.34 Balancee las siguientes ecuaciones y escriba las ecuaciones iónicas y las ecuaciones iónicas netas correspondientes (cuando sea apropiado):
- a) $\text{CH}_3\text{COOH}(ac) + \text{KOH}(ac) \longrightarrow$
 b) $\text{H}_2\text{CO}_3(ac) + \text{NaOH}(ac) \longrightarrow$
 c) $\text{HNO}_3(ac) + \text{Ba}(\text{OH})_2(ac) \longrightarrow$

Reacciones de oxidación-reducción**Preguntas de repaso**

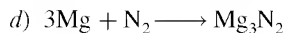
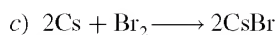
- 4.35 Dé un ejemplo de una reacción redox de combinación, de descomposición y de desplazamiento.
- 4.36 Todas las reacciones de combustión son reacciones redox. ¿Es falso o verdadero? Explique.
- 4.37 ¿Qué es el número de oxidación? ¿Cómo se utiliza para identificar las reacciones redox? Explique por qué, con excepción de los compuestos iónicos, el número de oxidación no tiene un significado físico.
- 4.38 a) Sin consultar la figura 4.11, dé los números de oxidación de los metales alcalinos y alcalinotérreos en sus compuestos. b) Dé los números de oxidación máximos que pueden tener los elementos de los grupos 3A a 7A.
- 4.39 ¿Cómo está organizada la serie de actividad? ¿Cómo se utiliza para estudiar las reacciones redox?
- 4.40 Utilice la siguiente reacción para definir reacción redox, semirreacción, agente oxidante, agente reductor:



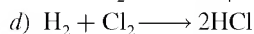
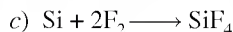
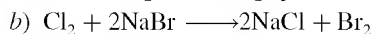
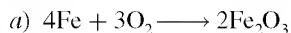
- 4.41 ¿Es posible tener una reacción en la cual haya oxidación pero no reducción? Explique.
- 4.42 ¿Qué se requiere para que un elemento experimente reacciones de desproporción? Nombre cinco elementos comunes que sean factibles de participar en este tipo de reacciones.

Problemas

- 4.43 Para las reacciones redox completas que se muestran a continuación: i) divida cada reacción en sus semirreacciones; ii) identifique al agente oxidante; iii) identifique al agente reductor.
- a) $2\text{Sr} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SrO}$
 b) $2\text{Li} + \text{H}_2 \longrightarrow 2\text{LiH}$



- 4.44 Para las reacciones redox completas que se muestran a continuación, escriba las semirreacciones e identifique los agentes oxidantes y reductores:



- 4.45 Acomode las siguientes especies en orden creciente del número de oxidación del átomo de azufre: a) H_2S , b) S_8 , c) H_2SO_4 , d) S^{2-} , e) HS^- , f) SO_2 , g) SO_3 .

- 4.46 El fósforo forma muchos oxiácidos. Indique el número de oxidación de este elemento en cada uno de los siguientes ácidos: a) HPO_3 , b) H_3PO_2 , c) H_3PO_3 , d) H_3PO_4 , e) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, f) $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$.

- 4.47 Dé el número de oxidación de los átomos subrayados en las siguientes moléculas y iones: a) $\underline{\text{C}}\text{IF}$, b) IF_7 , c) $\underline{\text{C}}\text{H}_4$, d) $\underline{\text{C}}_2\text{H}_2$, e) $\underline{\text{C}}_2\text{H}_4$, f) $\text{K}_2\underline{\text{Cr}}\text{O}_4$, g) $\text{K}_2\underline{\text{Cr}}_2\text{O}_7$, h) KMnO_4 , i) NaHCO_3 , j) $\underline{\text{Li}}_2$, k) $\text{Na}\underline{\text{I}}\text{O}_3$, l) KO_2 , m) $\underline{\text{P}}\text{F}_6^-$, n) KAuCl_4 .

- 4.48 Dé el número de oxidación de las siguientes especies: H_2 , Se_8 , P_4 , O , U , As_4 , B_{12} .

- 4.49 Dé el número de oxidación de los átomos subrayados en las siguientes moléculas y iones: a) $\underline{\text{Cs}}_2\text{O}$, b) $\text{Ca}\underline{\text{I}}_2$, c) $\underline{\text{Al}}_2\text{O}_3$, d) $\text{H}_3\underline{\text{As}}\text{O}_3$, e) $\underline{\text{Ti}}\text{O}_2$, f) $\underline{\text{Mo}}\text{O}_4^{2-}$, g) $\underline{\text{Pt}}\text{Cl}_4^{2-}$, h) $\underline{\text{Pt}}\text{Cl}_6^{2-}$, i) $\underline{\text{Sn}}\text{F}_2$, j) $\underline{\text{Cl}}\text{F}_3$, k) $\underline{\text{Sb}}\text{F}_6^-$.

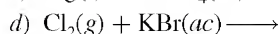
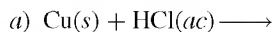
- 4.50 Dé el número de oxidación de los átomos subrayados en las siguientes moléculas y iones: a) $\text{Mg}\underline{\text{N}}_2$, b) $\text{Cs}\underline{\text{O}}_2$, c) $\text{Ca}\underline{\text{C}}_2$, d) $\underline{\text{C}}\text{O}_3^{2-}$, e) $\underline{\text{C}}_2\text{O}_4^{2-}$, f) $\text{Zn}\underline{\text{O}}_2^{2-}$, g) $\text{Na}\underline{\text{B}}\text{H}_4$, h) $\underline{\text{W}}\text{O}_4^{2-}$.

- 4.51 El ácido nítrico es un agente oxidante fuerte. Deduzca cuál de las especies siguientes es la que tiene *menos* probabilidad de formarse cuando el ácido nítrico reacciona con un agente reductor fuerte como el zinc metálico; explique por qué: N_2O , NO , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 , NH_4^+ .

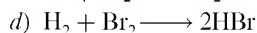
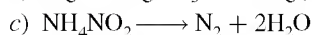
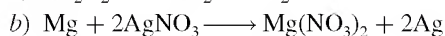
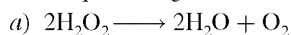
- 4.52 ¿Cuáles de los metales siguientes pueden reaccionar con agua? a) Au , b) Li , c) Hg , d) Ca , e) Pt .

- 4.53 En los términos del número de oxidación, uno de los óxidos siguientes no reaccionaría con el oxígeno molecular: NO , N_2O , SO_2 , SO_3 , P_4O_6 . ¿Cuál es este óxido? ¿Por qué?

- 4.54 Prediga el resultado de las reacciones representadas por las siguientes ecuaciones utilizando la serie de actividad, y efectúe el balance de las ecuaciones.



- 4.55 Clasifique las siguientes reacciones redox:



4.56 Clasifique las siguientes reacciones redox:

- a) $\text{P}_4 + 10\text{Cl}_2 \longrightarrow 4\text{PCl}_5$
- b) $2\text{NO} \longrightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2$
- c) $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \longrightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$
- d) $3\text{HNO}_2 \longrightarrow \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$

Concentración de disoluciones

Preguntas de repaso

- 4.57 Escriba la ecuación para calcular la molaridad. ¿Por qué es ésta una unidad de concentración conveniente en química?
- 4.58 Describa los pasos implicados en la preparación de una disolución de concentración molar conocida utilizando un matraz volumétrico.

Problemas

- 4.59 Calcule la masa de KI, en gramos, que se requiere para preparar 5.00×10^2 mL de una disolución 2.80 M.
- 4.60 Describa cómo prepararía 250 mL de una disolución de NaNO_3 0.707 M.
- 4.61 ¿Cuántos moles de MgCl_2 están presentes en 60.0 mL de una disolución de MgCl_2 0.100 M?
- 4.62 ¿Cuántos gramos de KOH están presentes en 35.0 mL de una disolución 5.50 M?
- 4.63 Calcule la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones: a) 29.0 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en 545 mL de disolución, b) 15.4 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 74.0 mL de disolución, c) 9.00 g de cloruro de sodio (NaCl) en 86.4 mL de disolución.
- 4.64 Calcule la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones: a) 6.57 g de metanol (CH_3OH) en 1.50×10^2 mL de disolución, b) 10.4 g de cloruro de calcio (CaCl_2) en 2.20×10^2 mL de disolución, c) 7.82 g de naftaleno (C_{10}H_8) en 85.2 mL de disolución de benceno.
- 4.65 Calcule el volumen en mL de disolución requerida para tener lo siguiente: a) 2.14 g de cloruro de sodio a partir de una disolución 0.270 M, b) 4.30 g de etanol a partir de una disolución 1.50 M, c) 0.85 g de ácido acético (CH_3COOH) a partir de una disolución 0.30 M.
- 4.66 Determine los gramos de cada uno de los siguientes solutos que se necesitan para preparar 2.50×10^2 mL de una disolución 0.100 M de: a) yoduro de cesio (CsI), b) ácido sulfúrico (H_2SO_4), c) carbonato de sodio (Na_2CO_3), d) dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), e) permanganato de potasio (KMnO_4).

Dilución de disoluciones

Preguntas de repaso

- 4.67 Describa los pasos básicos implicados en la dilución de una disolución de concentración conocida.
- 4.68 Escriba la ecuación que permite calcular la concentración de una disolución diluida. Asigne las unidades a todos los términos.

Problemas

- 4.69 Describa cómo se prepara 1.00 L de una disolución de HCl 0.646 M a partir de una disolución de HCl 2.00 M.
- 4.70 A 25.0 mL de una disolución de KNO_3 0.866 M se le agrega agua hasta que el volumen de la disolución es de 500 mL exactos. ¿Cuál es la concentración de la disolución final?
- 4.71 ¿Cómo prepararía 60.0 mL de disolución de HNO_3 0.200 M a partir de una disolución concentrada de HNO_3 4.00 M?
- 4.72 Se tienen 505 mL de una disolución de HCl 0.125 M y se quiere diluir para hacerla exactamente 0.100 M. ¿Qué cantidad de agua debe añadirse? Suponga que los volúmenes son aditivos.
- 4.73 Se mezclan 35.2 mL de una disolución de KMnO_4 1.66 M con 16.7 mL de disolución de KMnO_4 0.892 M. Calcule la concentración de la disolución final.
- 4.74 Se mezclan 46.2 mL de una disolución de nitrato de calcio [$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$] 0.568 M con 80.5 mL de una disolución de nitrato de calcio 1.396 M. Calcule la concentración de la disolución final.

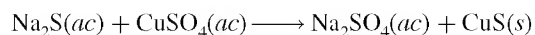
Análisis gravimétrico

Preguntas de repaso

- 4.75 Describa las etapas básicas de un análisis gravimétrico. ¿En qué forma ayuda este método a identificar un compuesto o a determinar su pureza si se conoce su fórmula?
- 4.76 En el análisis gravimétrico de los cloruros se debe utilizar agua destilada. ¿Por qué?

Problemas

- 4.77 Si se agregan 30.0 mL de una disolución de CaCl_2 0.150 M a 15.0 mL de una disolución de AgNO_3 0.100 M, ¿cuál es la masa en gramos del precipitado de AgCl?
- 4.78 Una muestra de 0.6760 g de un compuesto desconocido, que contiene iones bario (Ba^{2+}), se disuelve en agua y se trata con un exceso de Na_2SO_4 . Si la masa del precipitado de BaSO_4 formado es de 0.4105 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de Ba en el compuesto original desconocido?
- 4.79 ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para precipitar la mayor parte de los iones Ag^+ de 2.50×10^2 mL de una disolución de AgNO_3 0.0113 M? Escriba la ecuación iónica neta para la reacción.
- 4.80 La concentración de iones Cu^{2+} en el agua (que también contiene iones sulfato) que descarga cierta planta industrial, se determina agregando una disolución de sulfuro de sodio (Na_2S) en exceso a 0.800 L del agua. La ecuación molecular es



Escriba la ecuación iónica neta y calcule la concentración molar de Cu^{2+} en la muestra de agua si se formaron 0.0177 g de CuS sólido.

Valoraciones ácido-base

Preguntas de repaso

- 4.81 Describa las etapas básicas de una valoración ácido-base. ¿Por qué esta técnica es de gran valor práctico?
- 4.82 ¿Cómo funciona un indicador ácido-base?
- 4.83 Una estudiante llevó a cabo dos valoraciones usando una disolución de NaOH de una concentración desconocida en la bureta. En una valoración pesó 0.2458 g de KHP (vea la página 153) y lo transfirió a un matraz Erlenmeyer. Después agregó 20.00 mL de agua destilada para disolver el ácido. En la otra valoración, pesó 0.2507 g de KHP pero agregó 40.00 mL de agua destilada para disolver el ácido. En caso de que no hubiera error experimental, ¿obtendría el mismo resultado para la concentración de la disolución de NaOH?
- 4.84 ¿El volumen de una disolución de NaOH 0.10 *M* necesario para valorar 25.0 mL de una disolución de HNO₂ 0.10 *M* (un ácido débil) sería diferente de la necesaria para valorar 25.0 mL de una disolución HCl 0.10 *M* (un ácido fuerte)?

Problemas

- 4.85 Se necesitan 18.68 mL de una disolución KOH para neutralizar 0.4218 g de KHP. ¿Cuál es la concentración (en molaridad) de la disolución de KOH?
- 4.86 Calcule la concentración (en molaridad) de una disolución de NaOH si se necesitan 25.0 mL de la disolución para neutralizar 17.4 mL de una disolución de HCl 0.312 *M*.
- 4.87 Calcule el volumen en mL de una disolución de NaOH 1.420 *M* requerido para valorar las disoluciones siguientes:
- 25.00 mL de una disolución de HCl 2.430 *M*
 - 25.00 mL de una disolución de H₂SO₄ 4.500 *M*
 - 25.00 mL de una disolución de H₃PO₄ 1.500 *M*
- 4.88 Qué volumen de una disolución de HCl 0.500 *M* se necesita para neutralizar por completo cada una de las disoluciones siguientes:
- 10.0 mL de una disolución de NaOH 0.300 *M*
 - 10.0 mL de una disolución de Ba(OH)₂ 0.200 *M*

Valoraciones redox

Preguntas de repaso

- 4.89 ¿Cuáles son las semejanzas y las diferencias entre las valoraciones ácido-base y las valoraciones redox?
- 4.90 Explique por qué el permanganato de potasio (KMnO₄) y el dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇) pueden funcionar como indicadores internos en las valoraciones redox.

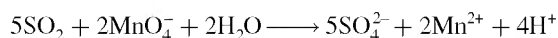
Problemas

- 4.91 El hierro(II) se puede oxidar por una disolución ácida de K₂Cr₂O₇ de acuerdo con la ecuación iónica neta:



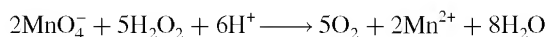
Si se utilizan 26.0 mL de una disolución de K₂Cr₂O₇ 0.0250 *M* para valorar 25.0 mL de una disolución que contiene iones Fe²⁺, ¿cuál es la concentración molar del Fe²⁺?

- 4.92 El SO₂ presente en el aire es el principal responsable del fenómeno de la lluvia ácida. Se puede determinar su concentración al valorarlo con una disolución patrón o estándar de permanganato de potasio, en la forma siguiente:



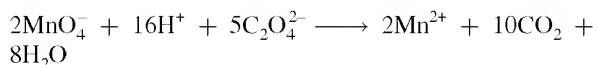
Calcule el número de gramos de SO₂ presentes en una muestra de aire si en la valoración se requieren 7.37 mL de una disolución de KMnO₄ 0.00800 *M*.

- 4.93 Una muestra de un mineral de hierro (que contiene únicamente iones Fe²⁺) que pesa 0.2792 g se disolvió en una disolución de un ácido diluido; todo el Fe(II) se convirtió en iones Fe(III). La disolución requirió en la valoración 23.30 mL de una disolución de K₂Cr₂O₇ 0.0194 *M*. Calcule el porcentaje en masa de hierro en la muestra. (Ayuda: Vea el problema 4.91 para la ecuación balanceada.)
- 4.94 La concentración de una disolución de peróxido de hidrógeno se puede determinar adecuadamente al valorarla contra una disolución estandarizada de permanganato de potasio, en medio ácido, de acuerdo con la ecuación siguiente:

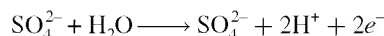


Si se requieren 36.44 mL de una disolución de KMnO₄ 0.01652 *M* para oxidar completamente 25.00 mL de una disolución de H₂O₂, calcule la molaridad de esta disolución.

- 4.95 El ácido oxálico (H₂C₂O₄) está presente en muchas plantas y vegetales. Si se requieren 24.0 mL de una disolución de KMnO₄ 0.0100 *M* para valorar 1.00 g de una muestra de H₂C₂O₄ hasta el punto de equivalencia, ¿cuál es el porcentaje en masa de H₂C₂O₄ en la muestra? La ecuación iónica neta es



- 4.96 Una muestra de 15.0 mL de una disolución de ácido oxálico requiere 25.2 mL de NaOH 0.149 *M* para la neutralización. Calcule el volumen necesario de una disolución KMnO₄ 0.122 *M* para hacer reaccionar una segunda muestra de 15.0 mL de la disolución de ácido oxálico. (Ayuda: El ácido oxálico es un ácido diprótico. Vea el problema 4.95 para la ecuación redox.)
- 4.97 El ion yodato, IO₃⁻, oxida al ion SO₃²⁻ en disolución ácida. La semirreacción para la oxidación es



Una muestra de 100.0 mL de una disolución que contiene 1.390 g de KIO₃, reacciona con 32.5 mL de disolución de Na₂SO₃ 0.500 *M*. ¿Cuál es el estado de oxidación final del yodo después de que la reacción ha ocurrido?

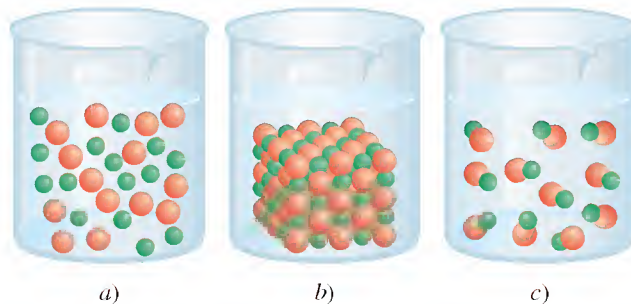
- 4.98** El oxalato de calcio (CaC_2O_4), componente principal de los cálculos renales, es insoluble en agua. Por esta razón, se puede usar para determinar la cantidad de iones Ca^{2+} presentes en los fluidos como la sangre. El oxalato de calcio aislado de la sangre se disuelve en ácido y se valora con una disolución patrón o estándar de KMnO_4 , como se muestra en el problema 4.95. En una prueba se encontró que la valoración del oxalato de calcio obtenido de una muestra de 10.0 mL de sangre consumió 24.2 mL de disolución de KMnO_4 $9.56 \times 10^{-4} \text{ M}$. Calcule el número de miligramos de calcio por mililitro de sangre.

Problemas adicionales

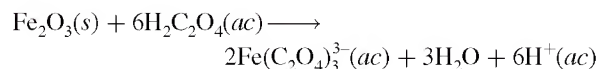
- 4.99** Clasifique las siguientes reacciones de acuerdo con los tipos que se estudiaron en este capítulo:
- $\text{Cl}_2 + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{CaCO}_3$
 - $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \longrightarrow \text{NH}_4^+$
 - $2\text{CCl}_4 + \text{CrO}_4^{2-} \longrightarrow 2\text{COCl}_2 + \text{CrO}_2\text{Cl}_2 + 2\text{Cl}^-$
 - $\text{Ca} + \text{F}_2 \longrightarrow \text{CaF}_2$
 - $2\text{Li} + \text{H}_2 \longrightarrow 2\text{LiH}$
 - $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{BaSO}_4$
 - $\text{CuO} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 - $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{FeCl}_3$
 - $\text{LiOH} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{LiNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 4.100** El oxígeno (O_2) y el dióxido de carbono (CO_2) son gases incoloros e inodoros. Sugiera dos pruebas químicas que permitan distinguir entre estos dos gases.
- 4.101** ¿Cuáles de las siguientes disoluciones acuosas se esperaría que condujeran mejor la electricidad a 25°C ? Justifique sus respuestas.
- 0.20 M NaCl
 - 0.60 M CH_3COOH
 - 0.25 M HCl
 - 0.20 M $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- 4.102** Una muestra de 5.00×10^2 mL de una disolución de HCl 2.00 M se trata con 4.47 g de magnesio. Calcule la concentración de la disolución del ácido después de que todo el metal ha reaccionado. Suponga que el volumen de la disolución permanece constante.
- 4.103** Calcule el volumen de una disolución de CuSO_4 0.156 M que reaccionaría con 7.89 g de zinc.
- 4.104** El carbonato de sodio (Na_2CO_3) se puede obtener en forma muy pura, por lo que se puede usar para estandarizar disoluciones de ácidos. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de HCl si se requieren 28.3 mL de esta disolución para reaccionar con 0.256 g de Na_2CO_3 ?
- 4.105** Una muestra de 3.664 g de un ácido monoprótico se disolvió en agua. Se consumieron 20.27 mL de una disolución de NaOH 0.1578 M para neutralizar el ácido. Calcule la masa molar del ácido.
- 4.106** El ácido acético (CH_3COOH) es un ingrediente importante del vinagre. Una muestra de 50.0 mL de un vinagre comercial se valoró con una disolución de NaOH 1.00 M.
- ¿Cuál es la concentración molar (en M) del ácido acético en el vinagre si se necesitaron 5.75 mL de la base para la valoración?
- 4.107** Se diluyeron 15.00 mL de una disolución de nitrato de potasio (KNO_3) a 125.0 mL; posteriormente 25.00 mL de esta disolución se diluyeron a un volumen de 1.000×10^3 mL. La concentración de la disolución final es de 0.00383 M. Calcule la concentración de la disolución original.
- 4.108** Cuando se colocaron 2.50 g de una barra de zinc en una disolución de AgNO_3 , se formó plata metálica sobre la superficie de la barra. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución, se secó y se pesó. Si la masa de la barra fue de 3.37 g, calcule la masa de Ag y Zn metálicos presentes.
- 4.109** Calcule la masa del precipitado que se forma al mezclar 2.27 L de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.0820 M con 3.06 L de Na_2SO_4 0.0664 M.
- 4.110** Calcule la concentración del ácido (o base) remanente en la disolución cuando se agregan 10.7 mL de HNO_3 0.211 M a 16.3 mL de NaOH 0.258 M.
- 4.111** a) Describa la preparación del hidróxido de magnesio [$\text{Mg}(\text{OH})_2$] y prediga su solubilidad. b) La leche de magnesia contiene principalmente $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y es eficaz en contra de la acidez estomacal (originada en gran parte por el ácido clorhídrico). Calcule el volumen de una disolución de HCl 0.035 M (una concentración típica de ácido de un estómago con malestar) necesario para que reaccione con dos cucharadas (aproximadamente 10 mL) de leche de magnesia [0.080 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2/\text{mL}$].
- 4.112** Una muestra de 1.00 g de un metal X (que se sabe forma iones X^{2+}) se agregó a 0.100 L de H_2SO_4 0.500 M. Una vez que reaccionó todo el metal, el ácido remanente requirió 0.0334 L de disolución de NaOH 0.500 M para la neutralización. Calcule la masa molar del metal e identifique este elemento.
- 4.113** Una definición cuantitativa de solubilidad indica que es el número máximo de gramos de un soluto que se disolverá en un volumen dado de agua a una temperatura específica. Describa un experimento que permita determinar la solubilidad de un compuesto soluble.
- 4.114** Se mezclan 60.0 mL de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 0.513 M con 120.0 mL de una disolución de glucosa 2.33 M. ¿Cuál es la concentración de la disolución final? Suponga que los volúmenes son aditivos.
- 4.115** Un compuesto iónico X sólo es ligeramente soluble en agua. ¿Qué prueba emplearía para demostrar que el compuesto realmente se disuelve en agua hasta cierto grado?
- 4.116** A un estudiante se le da una muestra que puede ser sulfato de hierro(II) o sulfato de hierro(III). Sugiera un procedimiento químico para identificar el compuesto. (Ambos compuestos de hierro son solubles en agua.)
- 4.117** A usted se le da un líquido incoloro. Describa tres pruebas químicas que podría llevar a cabo para demostrar que el líquido es agua.
- 4.118** Mediante el aparato que se muestra en la figura 4.1, un estudiante encontró que una disolución de ácido sulfúrico ocasionó que el foco se encendiera intensamente. Sin em-

bargo, después de añadir cierta cantidad de una disolución de hidróxido de bario $[\text{Ba}(\text{OH})_2]$, la luz del foco empezó a disminuir a pesar de que el $\text{Ba}(\text{OH})_2$ también es un electrolito fuerte. Explique lo que ocurrió.

- 4.119 Se le da un compuesto soluble de fórmula molecular desconocida. *a)* Describa tres pruebas que puedan demostrar que el compuesto es un ácido. *b)* Una vez que haya demostrado que el compuesto es un ácido, describa cómo podría determinar su masa molar utilizando una disolución de NaOH de concentración conocida. (Suponga que el ácido es monoprótico.) *c)* ¿Cómo sabría si el ácido es fuerte o débil? Para llevar a cabo el experimento, se le proporciona una muestra de NaCl y un aparato como el que se muestra en la figura 4.1.
- 4.120 Se le proporcionan dos disoluciones incoloras, una de ellas contiene NaCl y la otra contiene sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). Sugiera una prueba química y una física que le pudiera ayudar a distinguir entre estas dos disoluciones.
- 4.121 La concentración de iones plomo (Pb^{2+}) en una muestra de agua contaminada, que también contiene iones nitrato (NO_3^-), se determina al añadir sulfato de sodio sólido (Na_2SO_4) a 500 mL exactos del agua. *a)* Escriba la ecuación iónica neta y la ecuación molecular de la reacción. *b)* Calcule la concentración molar de Pb^{2+} si se hubieran requerido 0.00450 g de Na_2SO_4 para precipitar por completo los iones Pb^{2+} en forma de PbSO_4 .
- 4.122 El ácido clorhídrico no es un agente oxidante en el sentido en el que lo son los ácidos nítrico y sulfúrico. Explique por qué el ion cloruro no es un agente oxidante fuerte como son los iones SO_4^{2-} y NO_3^- .
- 4.123 Explique cómo se prepararía yoduro de potasio (KI) por medio de: *a)* una reacción ácido-base y *b)* una reacción entre un ácido y un carbonato.
- 4.124 El sodio reacciona con agua para formar hidrógeno gaseoso. ¿Por qué no se utiliza esta reacción en la preparación de hidrógeno en el laboratorio?
- 4.125 Describa cómo prepararía los siguientes compuestos: *a)* $\text{Mg}(\text{OH})_2$, *b)* AgI , *c)* $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 4.126 Alguien derrama ácido sulfúrico concentrado en el piso de un laboratorio de química. Para neutralizar el ácido, ¿sería preferible añadir una disolución de NaOH concentrada o rociar bicarbonato de sodio sólido? Explique su elección e indique las bases químicas de las medidas tomadas.
- 4.127 Describa cómo separaría en cada caso los cationes o aniones de una disolución acuosa de: *a)* NaNO_3 y $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, *b)* $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ y KNO_3 , *c)* KBr y KNO_3 , *d)* K_3PO_4 y KNO_3 , *e)* Na_2CO_3 y NaNO_3 .
- 4.128 Los siguientes son compuestos caseros comunes: sal de mesa (NaCl), azúcar de mesa (sacarosa), vinagre (contiene ácido acético), polvo para hornear (NaHCO_3), sosa de lavado ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), ácido bórico (H_3BO_3 , utilizado en el lavado de ojos), sal de epsom ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), hidróxido de sodio (usado para destapar el drenaje), amoníaco, leche de magnesia [$\text{Mg}(\text{OH})_2$] y carbonato de calcio. Con base en lo que ha aprendido en este capítulo, describa las pruebas que le permitirían identificar a cada uno de estos compuestos.
- 4.129 Los sulfitos (compuestos que contienen iones SO_3^{2-}) se utilizan como conservadores en las frutas secas y vegetales y en la fabricación del vino. En un experimento llevado a cabo para demostrar la presencia de sulfito en la fruta, una estudiante dejó remojando varios albaricoques secos en agua durante toda la noche. Después filtró la disolución para eliminar todas las partículas sólidas. Posteriormente, trató la disolución con peróxido de hidrógeno (H_2O_2) para oxidar los iones sulfito a iones sulfato. Por último, precipitó los iones sulfato por tratamiento de la disolución con unas gotas de disolución de cloruro de bario (BaCl_2). Escriba una ecuación balanceada para cada uno de los pasos descritos.
- 4.130 Una muestra de 0.8870 g de una mezcla de NaCl y KCl se disolvió en agua; la disolución se trató con un exceso de AgNO_3 para formar 1.913 g de AgCl . Calcule el porcentaje en masa de cada compuesto en la mezcla.
- 4.131 Con base en la consideración del número de oxidación, explique por qué el monóxido de carbono (CO) es inflamable pero el dióxido de carbono (CO_2) no.
- 4.132 ¿Cuál de los diagramas siguientes corresponde a la reacción entre $\text{AgOH}(\text{s})$ y $\text{HNO}_3(\text{ac})$? Escriba una ecuación balanceada de la reacción. Las esferas verdes representan los iones Ag^+ y las rojas representan los iones NO_3^- .



- 4.133 El cloro forma varios óxidos con los siguientes números de oxidación: +1, +3, +4, +6 y +7. Escriba una fórmula para cada uno de estos compuestos.
- 4.134 Una aplicación útil del ácido oxálico consiste en eliminar la herrumbre (Fe_2O_3) de las argollas de la bañera, de acuerdo con la reacción



Calcule el número de gramos de herrumbre que se pueden remover con 5.00×10^2 mL de una disolución de ácido oxálico 0.100 M.

- 4.135 El ácido acetilsalicílico ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) es un ácido monoprótico comúnmente conocido como “aspirina”. Una tableta típica de aspirina contiene, sin embargo, sólo una pequeña cantidad del ácido. En un experimento, una tableta se trituró y se disolvió en agua para determinar su composición. Se consumieron 12.25 mL de una disolución de NaOH 0.1466 M para neutralizar la disolución. Calcule el

número de granos de aspirina en la tableta. (Un grano = 0.0648 g.)

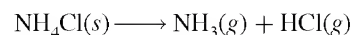
- 4.136** Se disolvió en agua una mezcla de 0.9157 g de CaBr_2 y NaBr , y se añadió AgNO_3 a la disolución para formar un precipitado de AgBr . Si la masa del precipitado es de 1.6930 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de NaBr en la muestra original?
- 4.137** Los haluros de hidrógeno (HF , HCl , HBr y HI) son compuestos muy reactivos que tienen muchas aplicaciones en la industria y en el laboratorio. *a)* En el laboratorio, el HF y el HCl se pueden obtener al hacer reaccionar CaF_2 y NaCl con ácido sulfúrico concentrado. Escriba las ecuaciones correctas para las reacciones. (*Ayuda:* Éstas no son reacciones redox.) *b)* ¿Por qué no se pueden preparar HBr y HI haciendo reaccionar NaBr y NaI con ácido sulfúrico concentrado? (*Ayuda:* El H_2SO_4 es un agente oxidante más fuerte que el Br_2 y el I_2 .) *c)* El HBr se puede preparar haciendo reaccionar tribromuro de fósforo (PBr_3) con agua. Escriba la ecuación de esta reacción.
- 4.138** Una muestra de 325 mL de una disolución contiene 25.3 g de CaCl_2 . *a)* Calcule la concentración molar de Cl^- en la disolución. *b)* ¿Cuántos gramos de Cl^- hay en 0.100 L de la disolución?
- 4.139** El ácido fosfórico (H_3PO_4) es una sustancia química industrial importante que se utiliza en fertilizantes, detergentes y en la industria alimenticia. Se produce por dos métodos distintos. En el *método del horno eléctrico*, el fósforo elemental (P_4) se quema en aire para formar P_4O_{10} , que se hace reaccionar con agua para formar H_3PO_4 . En el *proceso húmedo*, la roca fosfórica [$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$] se hace reaccionar con ácido sulfúrico para formar H_3PO_4 (y HF y CaSO_4). Escriba las ecuaciones para estos procesos y clasifique cada etapa como reacción de precipitación, ácido-base o redox.
- 4.140** El nitrato de amonio (NH_4NO_3) es uno de los fertilizantes nitrogenados más importantes. Se puede determinar su pureza al valorar una disolución de NH_4NO_3 con una disolución estándar de NaOH . En un experimento, una mues-

tra de 0.2041 g de NH_4NO_3 preparado industrialmente requirió 24.42 mL de disolución de NaOH 0.1023 M para la neutralización. *a)* Escriba la ecuación iónica neta para la reacción. *b)* ¿Cuál es el porcentaje de pureza de la muestra?

- 4.141** ¿La siguiente es una reacción redox? Explique.



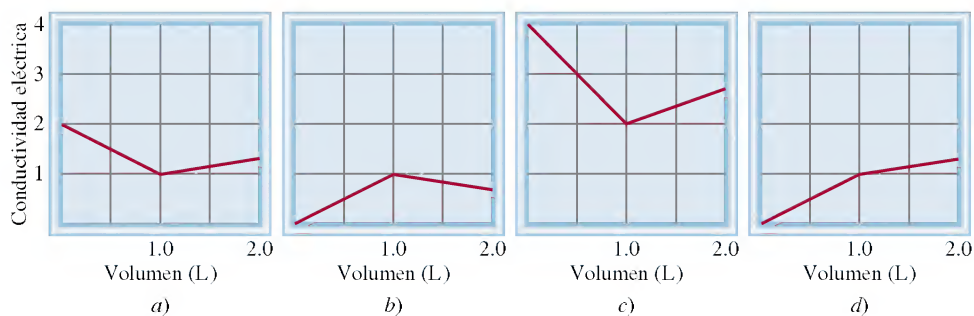
- 4.142** ¿Cuál es el número de oxidación del O en el HFO ?
- 4.143** Utilice modelos moleculares como los de las figuras 4.7 y 4.8 para representar las siguientes reacciones ácido-base:
- a)* $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
b) $\text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^- \longrightarrow 2\text{NH}_3$
- Identifique el ácido y la base de Brønsted en cada caso.
- 4.144** El alcohol contenido en una muestra de 10.0 g de sangre de un conductor necesitó 4.23 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.07654 M para su valoración. ¿Podría la policía procesar al individuo por conducir ebrio? (*Ayuda:* Vea la sección Química en acción de la página 146.)
- 4.145** Al almacenarse, el ácido nítrico concentrado gradualmente se vuelve amarillento. Explique por qué sucede. (*Ayuda:* El ácido nítrico se descompone lentamente. El dióxido de nitrógeno es un gas colorido.)
- 4.146** Describa la preparación de los siguientes gases en el laboratorio: *a)* hidrógeno, *b)* oxígeno, *c)* dióxido de carbono y *d)* nitrógeno. Indique el estado físico de los reactivos y productos en cada caso. [*Sugerencia:* El nitrógeno se puede obtener al calentar nitrito de amonio (NH_4NO_2).]
- 4.147** Consulte la figura 4.18 y explique por qué se debe disolver un sólido completamente antes de llevar la disolución hasta el volumen deseado.
- 4.148** ¿Puede clasificarse la siguiente reacción de descomposición como una reacción ácido-base? Explique por qué.



Problemas especiales

- 4.149** Dé una explicación química para cada una de las siguientes situaciones: *a)* Cuando se agrega calcio metálico a una disolución de ácido sulfúrico se genera hidrógeno gaseoso. Varios minutos después, la reacción se hace más lenta y finalmente se detiene aun cuando ninguno de los reactivos se haya consumido. Explique a qué se debe esto. *b)* En la serie de actividad, el aluminio está por arriba del hidrógeno y, sin embargo, el metal no parece reaccionar

con vapor de agua y ácido clorhídrico. ¿Por qué? *c)* El sodio y el potasio están situados por arriba del cobre en la serie de actividad. Explique por qué los iones Cu^{2+} presentes en una disolución de CuSO_4 no se convierten en cobre metálico al agregar estos metales. *d)* Un metal M reacciona lentamente con vapor de agua. No se observa cambio alguno cuando se coloca en una disolución de sulfato de hierro(II) de color verde pálido. ¿En qué posición de la



Respuestas a los ejercicios de práctica

4.1 a) Insoluble, b) insoluble, c) soluble. **4.2** $\text{Al}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{OH}^{-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$. **4.3** a) Base de Brønsted. b) Ácido de Brønsted. **4.4** a) P: +3, F: -1; b) Mn: +7, O: -2. **4.5** a) Reacción de desplazamiento de hidrógeno, b) reacción de combinación,

c) reacción de desproporción, d) reacción de desplazamiento de metal. **4.6** 0.452 M. **4.7** 494 mL. **4.8** Diluya 34.2 mL de la disolución stock concentrada a 200 mL. **4.9** 92.02%. **4.10** 0.3822 g. **4.11** 10.1 mL. **4.12** 204 mL.